BIUP. m. 154-1

Chimie

1er Cahier

Paul Blondeau

17 8bre 1841. de l'Oxigène (O) 1

Historique

Ce corps fut decouvert par Priestley chimiste anglais et Scheele chimiste suedois vers 1774; Priestley publia sa decouverte en 1776. il avait été conduit à cette decouverte par un chimiste français Bayen, qui avait repeté l'experience des alchimistes, laquelle consistait a decomposer le precipité per se à l'aide de la chaleur; Bayen eut l'idée de recueillir cet air qui se degageait et constata qu'il etait plus pesant que l'air atmospherique. Priestley qui etait alors a Paris fit grande attention aux memoires que publia Bayen, et ayant acheté chez Cadet tout le precipité per se qu'il put trouver, il alla en angleterre son pays repeter les experiences de Bayen il eut l'idée de plonger dans cet air des allumettes enflammées, il y constata non seulement une plus grande force de combustion; mais encore la faculté que possedait ce corps de rallumer les allumettes presentant un point en ignition. C'est à partir de ces experiences faites à Londres en 1774 que date une nouvelle ère pour la chimie

Scheele a peu pres a la même epoque decouvrit parfaitement la composition de l'air atmospherique. et y designe le gaz oxigène sous le nom de aer vitalis. ces experiences furent decrites en 1777 dans son traité du feu et de l'air. il constate l'absorption du gaz par le phosphore qu'il y fait bruler, il le croit combiné avec le phlogistique et qu'il se developpait sous forme de lumière et de chaleur et explique ainsi le phenomène du feu. Dans toutes ses experiences Scheele avait oublié de peser ses corps avant et apres la combustion mais dans cette même année Lavoisier publie que la combustion etait le resultat de l'absorption de l'oxygène et que les corps brulés augmentaient en poids d'une quantité égale à celle de l'oxygène absorbé. L'année suivante il fit voir que l'oxygène etait une partie constituante de tous les acides c'est pourquoi il lui donne le nom d'oxygène (οξυς γεινομαι) j'engendre acide; on ne savait pas à cette epoque que ce gaz etait aussi partie constituante des bases. Lavoisier change les denominations de air du feu, air vital, en celle de gaz oxygène et donne à la science une direction toute nouvelle, ce fut en 1789 qu'il publia son traité

BIBLIOTHÈQUE DE LA FACULTÉ DE PHARMACIE PARIS

Propriétés physiques et chimiques

comparer l'oxygène avec le protoxyde d'azote

L'oxygène est un fluide élastique, sans odeur sans couleur, sans saveur, transparent, élastique permanent, résistant aux plus grands poids et aux plus grandes pressions; sa densité est 1,1026 un litre de ce gaz pèse 1gr,4318. L'eau peut en dissoudre une petite quantité égale à 0,042 — son poids atomique, auquel on compare celui des autres corps, est représenté par 1 ou par 100 — l'oxygène est de tous les gaz celui qui réfracte le moins la lumière — n'étant pas composé il ne peut être que dilaté par le calorique — tous les corps simples peuvent se combiner avec lui tantôt avec dégagement de calorique seulement, tantôt avec dégagement de calorique et de lumière — Ce gaz est partie constituante de tous les corps de la nature, il se trouve dans tous surtout dans les eaux, et principalement dans les eaux de puits et de source, d'où on le chasse par la voie ou par l'ébullition —

L'oxygène jouit de deux propriétés bien remarquables 1o. il est éminemment utile à la combustion, en effet il rallume instantanément les corps qu'on y plonge et qui représentent quelque point en ignition — il les fait brûler d'un vif éclat, avec une flamme beaucoup plus brillante que dans l'air atmosphérique, le phosphore, le soufre le charbon y brûlent avec une si belle flamme que l'œil a peine à supporter l'éclat et la vivacité — En un mot tous les corps qui brûlent dans l'air atmosphérique, brûlent avec beaucoup plus de facilité dans le gaz oxygène — certains corps qui ne brûlent pas du tout dans l'air ou qui ne le font qu'à une température extrêmement élevée, s'enflamment et brûlent avec une grande facilité dans ce gaz.. ainsi les fils de fer très minces et roulés en spirale y étant plongés en ayant un morceau d'amadou allumé et fixé à une extrémité — brûle, se fond à cette extrémité en un globule d'où s'échappe un jet d'étincelles. le globule fondu et en partie oxydé tombe quand il est devenu trop pesant, et sa température est si élevée qu'il s'incruste profondément dans la paroi du vase de verre ou de porcelaine dans lequel il brûle même après avoir traversé une couche d'eau de [illegible] d'épaisseur. cette combustion est une des plus belles de la chimie, l'éclat de la flamme est si vif qu'on a peine à le supporter.

action sur l'économie animale.

2o l'oxygène est éminemment utile à la respiration dans ce gaz elle se prolonge quatre fois plus longtemps que dans l'air atmosphérique est pour cette

raison qu'il a reçu le nom de air vital quand
on examine le sang d'un animal qui l'a respiré, on
le trouve beaucoup plus rouge dans les veines, et
si le gaz a été respiré pendant longtemps, les poumons
sont dans une sorte d'état inflammatoire —
C'est le seul corps qui soit respirable, aussi a-t-on
dit qu'il est dit respirable d'être bon pour la
respiration — Mais aussi ne peut permettre aux
poissons de respirer, que parce qu'elle contient
0,04 d'oxygène —

influence de l'oxygène dans le blanchissement des toiles — de la cire —

Tout corps qui brûle dans le gaz oxygène se
combine avec ce corps et augmente d'un poids égal
à celui du gaz consommé —
quand un corps est combiné avec l'oxygène on le
dit ~~oxydé~~ ou brûlé —

Préparation

Pour préparer ce gaz on prend beaucoup de corps
qui le renferment et on le dégage par la ~~chaleur~~
1° on chauffe dans une cornue de verre une quantité
connue de précipité rouge, oxyde de mercure,
la chaleur est conduite avec précaution, et le
gaz se dégage par la décomposition de l'oxyde
on recueille le gaz sous l'eau au moyen d'un tube
approprié à cet usage. il faut avoir soin de
perdre les premières cloches de gaz ~~qui contiennent~~
contiennent toujours un peu d'air chassé de
l'appareil et quand la cornue est rouge on
pousse le feu jusqu'à ce qu'il ne reste plus rien pour
que l'oxyde de mercure de rouge qu'il était noircit
peu à peu, et à mesure que le gaz se dégage il
se dépose dans le col de la cornue des gouttelettes
de mercure qui se réunissent pour tomber dans
la cuvette en globules plus volumineux quand
la cornue est vide l'expérience est terminée —
recueillant exactement tout le mercure coulé dans
la cuvette et le pesant on trouve le poids de l'oxygène
combiné avec ce corps en ~~[illegible]~~ les quantités
qui manquent pour reformer le premier poids de l'oxyde
mis dans la cornue avant l'expérience $HgO = Hg + O$

— le peroxyde de manganèse contient 99% carbonate calcaire — fluorure de calcium

on purifie le gaz contenant acide fluorhydrique ~~[illegible]~~ [illegible]

2° Un procédé bien moins dispendieux pour se
procurer le gaz oxygène, est de traiter par la
chaleur rouge l'oxyde noir de manganèse,
(peroxyde de manganèse) ce corps réduit en poudre
est mis dans une cornue de fer ou de terre, et chauffé
au rouge dans un fourneau à réverbère. on recueille le gaz
qui se dégage comme précédemment. Dans cette
expérience le peroxyde de manganèse passe à l'état
de protoxyde qui reste dans la cornue. et un équivalent
de gaz oxygène se dégage —— $MnO^2 = MnO + O$
à défaut de cornue on peut opérer avec un canon de fusil

3° On peut séparer le gaz oxygène au moyen du bioxyde de manganèse que l'on traite par de l'acide sulfurique concentré dans une cornue de verre, au bout de quelques instants en chauffant la cornue, la masse ne tarde pas à entrer en ébullition et à donner de grandes quantités de gaz oxygène. Dans cette opération on peut ne pas porter le degré de chaleur aussi haut que dans l'opération précédente. Il reste dans la cornue après l'opération du sulfate de manganèse — $MnO^2 + SO^{3}HO = SO^{3}MnO + O$ —

4° La meilleure méthode pour obtenir le gaz oxygène et aussi la plus prompte et la plus économique est de décomposer le chlorate de potasse par la chaleur. Le chlorate de potasse abandonne tout son oxygène en se décomposant entièrement, il abandonne 6 équivalents de ce gaz. 5 sont fournis par l'acide chlorique (ClO^5) et le sixième est fourni par la potasse (KO). Il faut dans cette opération mettre le chlorate de potasse dans une cornue de verre, il est bon de le mélanger avec partie égale d'oxyde noir de cuivre, la fusion du chlorate de potasse étant divisé se fait plus régulièrement. On chauffe la cornue de verre à la lampe d'abord puis à la porter graduellement au rouge — le chlorate de potasse entre en fusion, abandonne tout son oxygène et il reste dans la cornue du chlorure de potassium $ClO^5KO = ClK + 6O$ —

+ on obtient le perchlorate de potasse

5° On peut encore obtenir le gaz oxygène en décomposant le salpêtre (nitrate de potasse) à cet effet on le fait arriver à l'état de fusion dans un canon de fusil le gaz se dégage avec une légère effervescence et il reste dans le canon de fusil un nitrite de potasse $AzO^5KO = AzO^3KO + 2O$. Procédé par lequel on n'obtient que 2 équivalents d'oxygène et il arrive que le gaz n'est pas pur. Le procédé par le chlorate de potasse est sans contredit le meilleur — On peut en opérant sur le nitrate de potasse obtenir un peu d'azote vers la fin de l'opération —

6° On peut encore obtenir le gaz oxygène en faisant rougir un peu de minium.

7° Par la décomposition de l'eau au moyen de la pile on obtient d'un côté l'oxygène au pôle positif et l'hydrogène au pôle négatif de cette pile — et on a ainsi les deux gaz dans un grand état de pureté mais en très petite quantité et ce procédé est très long et d'une application difficile

Procédé récent de préparation de l'oxygène découvert par M. Ebelmen : bichromate de potasse traité par acide sulfurique

Usages — Les usages du gaz oxygène sont très nombreux, il n'est cependant point employé par si unest dans les opérations de chimie —

— Hydrogène — (H)

Historique — On connait le gaz Hydrogène depuis un temps assez long. il était connu de Van Helmont en 1764 et il fut en 1766 examiné par Cavendish qui en fit connaître les propriétés et qui constata que ce corps quoiqu'inflammable éteignait les corps en combustion — appelé d'abord air inflammable il reçut à l'époque de la nouvelle nomenclature le nom de Hydrogène qui signifie générateur de l'eau (ὕδωρ γεννάω)

Propriétés. L'Hydrogène est un fluide élastique permanent à toutes les températures, à toutes les pressions, car pour le liquéfier, on a été jusqu'à 100°—0 et plus de 1000 atmosphères de pression. — il est sans couleur, sans odeur à l'état pur, sans saveur, il est le plus léger de tous les gaz car sa densité est de 0,0688. celle de l'air étant prise comme 1. il est 14 fois ½ plus léger que l'air dans les mêmes circonstances de température et de pression 11191 fois plus léger que l'eau et 150,000 fois plus léger que le mercure il est le plus subtil de tous les corps, aussi les vases qui renferment ce corps doivent ils être très compactes. un litre de ce gaz pèse 0gr,0893 —

Il est inflammable et le produit de sa combustion est l'eau, il faut pour l'enflammer que la température soit celle de la flamme ou du rouge ardent, cette température peut être évaluée à 600+0. à 500°+0 il ne s'enflammerait pas. En brûlant il produit une très grande quantité de chaleur car 1 kilogr. de ce corps peut en brûlant élever de 1 degré une quantité de gaz évaluée à plusieurs mille kilogrammes

La flamme de l'Hydrogène pur est blanche, autrement elle est colorée en vert, ou bleuâtre + — la flamme de l'Hydrogène carboné est d'un rouge d'autant plus foncé que le gaz est plus carburé il y a presque toujours un dépôt de carbone — l'Hydrogène sulfuré brûle avec une flamme rougeâtre et laisse un dépôt de soufre. l'Hydrogène phosphoré brûle spontanément au contact de l'air, l'Hydrogène arsénié brûle avec une flamme livide, et laisse déposer l'arsenic se transformant en taches ou anneaux selon qu'on écrase la flamme sur une assiette de porcelaine froide ou qu'on chauffe le gaz dans le tube au moyen de la lampe. — L'Hydrogène qui contient du cuivre brûle avec une flamme verte,

(marge : + par l'arsenic — sels de Potasse en violet — sel de soude jaune — Baryte vert clair — Strontiane rouge pourpre — Mang. rose — Bismuth — mercure Bleuâtre — cuivre vert — arsenic antimoine blanc)

Le gaz Hydrogène étant un corps combustible est lui même un gaz impropre à la combustion, car une bougie plongée dans ce gaz s'y éteint complètement. comme ce gaz est plus léger que l'air il faut quand on l'a recueilli tenir l'éprouvette renversée, l'orifice en bas sans cela le gaz s'échapperait

Ce gaz étant un corps ne peut qu'être décelé par le calorique, c'est de tous les gaz celui qui répand le plus la lumière. mêlé avec l'air atmosphérique dans un flacon, il brûle complètement en produisant une petite détonation quand on allume ce mélange. brûlant dans un tube effilé il donne naissance à une petite flamme qui répand une faible lueur. Deux mesures de gaz hydrogène mélangé à une mesure de gaz oxygène, donne naissance à un volume d'eau quand il a été enflammé, par différents moyens, soit directement en approchant la flamme d'une bougie près de l'orifice du vase qui renferme ce mélange, soit en opérant dans l'eudiomètre au moyen de l'étincelle électrique. La brusque inflammation de ce mélange des deux gaz donne lieu à de très fortes détonations — aussi ce mélange des deux gaz a-t-il reçu le nom de gaz détonant.

Chalumeau de Brook. Quand on enferme dans une vessie un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxygène dans les proportions convenables pour faire de l'eau, en faisant passer ce mélange à travers un tube contenant une très grande quantité de toiles métalliques — on a le chalumeau de Brook. en enflammant le mélange des deux gaz à l'orifice du tube on obtient une flamme qui a une chaleur assez intense pour fondre les corps les moins fusibles tels que l'platine — cette flamme dirigée sur un morceau de chaux conique dont la pointe est tournée vers la flamme, cette chaux acquiert un si grand éclat que l'œil a peine à en supporter la clarté. cette lumière ainsi produite a reçu du nom de son inventeur le nom de Lumière de Drummond.

Action catalytique. La chaleur seule ne exerce pas de l'influence comme moyen d'inflammation du mélange d'hydrogène et oxygène — ces gaz, par l'intermédiaire de certains corps solides et en vertu de la force catalytique peuvent s'enflammer sans le concours d'aucune flamme étrangère — c'est dans le briquet hydroplatinique le gaz hydrogène mélangé au gaz oxygène de l'air atmosphérique vient se condenser dans de l'amoune de platine, et produit une chaleur assez forte pour s'enflammer et communiquer cette flamme à une mèche interposée dans ce courant de gaz. Mr Faraday a remarqué que l'hydrogène preparé par l'eau sèche ne se combine pas à l'oxygène sous l'influence du platine quoique cependant le mélange de ces deux gaz puisse parfaitement s'enflammer par l'intermédiaire de la flamme ou de l'étincelle électrique.

Mrs Thenard et Dulong ont fait voir que le palladium le rhodium, l'iridium jouissaient aussi de la même propriété mais à un degré bien plus faible et d'autres métaux ainsi que d'autres substances

d'autres corps solides non métalliques, le charbon, la pierre ponce, le cristal de roche, la porcelaine, le verre, ont aussi la propriété de faciliter la combinaison de ces deux gaz, mais à une température voisine de + 350° dans le platine — les corps liquides, le mercure par exemple, ne paraissent pas avoir cette propriété. cet alors qu'à des températures au-dessus de + 350°.

L'Hydrogène se combine avec l'oxygène en deux proportions, la première combinaison est l'eau ou protoxide d'Hydrogène (H^2O.) l'autre combinaison est le bioxyde d'Hydrogène HO^2 —

Préparation

Pour se procurer le gaz Hydrogène, on connaît plusieurs procédés —

amalgame de Sodium traité par l'eau donne l'Hydrogène parfaitement pur

1° Par la voie sèche — En décomposant l'eau en vapeur — Sur cela on fait passer un courant de vapeur d'eau sur du fer rouge placé dans un tuyau de porcelaine ou de fer qui est lui même placé dans un fourneau à réverbère et entouré de charbons ardents. On engage le col d'une cornue de verre, contenant de l'eau entretenue en ébullition, dans un tube de porcelaine ou de fer contenant de la tournure de fer parfaitement décapée — cette vapeur d'eau en passant sur le fer rouge est décomposée, en Hydrogène qui passe et va se rendre sous des cloches pleines sur l'eau ou le mercure, l'oxygène se combine au fer et à la fin de l'opération on trouve dans le tube un oxide de fer — $Fe + HO = FeO + H$ —

2° Le procédé le plus habituellement employé pour obtenir ce gaz est de décomposer l'eau par la voie humide au moyen du Zinc et de l'acide sulfurique — à cet effet on place dans un flacon à 2 tubulures, du Zinc en grenailles, avec de l'eau, puis au moyen d'un tube en S. adapté à l'une des tubulures, on fait arriver de l'acide sulfurique, alors il se produit une réaction très vive, une grande effervescence, l'eau est décomposée, une partie de l'oxygène s'unit au Zinc pour former l'oxide de Zinc qui se combine avec l'acide sulfurique pour former du sulfate de Zinc, l'Hydrogène se dégage et passe par un tube adapté à l'autre tubulure pour aller se rendre par un tube recourbé sous les cloches disposées pour le recevoir

$Zn + HO + SO^3,HO = SO^3,HO,ZnO + 2H$ —

quelquefois au lieu de Zinc on peut aussi bien employer le fer. la réaction est la même que lorsqu'on emploie le Zinc, seulement dans la place du sulfate de fer au lieu de sulfate de Zinc

ainsi obtenu le gaz hydrogène n'est pas toujours pur quelquefois le fer qu'on a employé peut contenir du carbone et alors l'hydrogène est mêlé avec l'hydrogène carboné – aussi est il préférable d'employer le zinc parce que lors que ce métal n'est pas toujours pur, il est toujours beaucoup plus facile à purifier que le fer – En effet il serait difficile de priver le fer de tout carbone au dessus cette purification serait coûteuse; aussi emploie-t-on le zinc toujours de préférence, en effet il est facile de purifier ce métal – Le zinc du commerce contient toujours un peu d'arsenic et un peu de soufre – on reconnaît l'arsenic en faisant passer le gaz produit par l'intermédiaire de ce zinc en le faisant passer à travers un tube rougi sur un point, s'il contient de l'arsenic ce métal se dépose sur la partie froide du tube sous forme d'anneau – Quand au soufre on reconnaît sa présence en faisant arriver le gaz sur un linge imbibé d'acétate de plomb. s'il y a de l'hydrogène sulfuré le linge est noirci par suite de la formation de sulfure de plomb – On peut débarrasser le gaz hydrogène de ces mélanges gazeux en le faisant traverser d'abord un tube contenant une solution de sublimé corrosif qui absorbe l'hydrogène arsénié – après un second tube contenant de la potasse hydratée qui le ~~débarrasse~~ débarrasse de l'hydrogène sulfuré – quand on veut le dessécher on le fait traverser un flacon contenant de l'acide sulfurique et un contenant du chlorure de calcium fondu

action sur l'économie animale.

Ce gaz est impropre à la combustion et aussi mauvais pour la respiration – il n'est pas délétère mais il ne contient aucun élément dont l'animal qui le respire meurt faute d'air vital.

État naturel

Ce gaz est partie constituante de l'eau et de toutes les matières végétales et animales – il joue un grand rôle dans la nature, il est ~~partout~~ employé dans les arts et les laboratoires il sert à faire l'analyse de l'air – et dans les arts il a été très utile pour la confection des aérostats —

de l'Azote (Az)

Historique — L'Azote fut retiré de l'air en 1772 par Rutherford qui en constata la présence dans l'air à l'état de mélange. Scheele le découvrit aussi à la même époque; ces deux chimistes lui donnèrent le nom de aër mephiticus – air vicié – il fut connu pendant quelque temps par quelques chimistes sous le nom d'alcaligène – mofette atmosphérique septone jusqu'à ce que Lavoisier en 1775 c'est peu de temps après la découverte de l'oxigène par Priestley, décrit les propriétés qui distinguaient l'azote de ce gaz. il nomma ce gaz azote des mots grecs (a privatif ζωη vie) qui prive de la vie, parce que ce gaz est impropre à la respiration des animaux. cette dénomination est mauvaise car il y a encore un grand nombre d'autres corps qui ont la même action. aussi M. Berzelius proposa-t-il de substituer le nom de Nitrogène – qui veut dire générateur du nitre en effet on retire ce corps du nitre qui est formé par l'acide nitrique qui est formé après la combinaison de l'azote avec l'oxigène, et la potasse – ce nom de nitrogène est plus logique que le mot azote et est plus d'accord avec la nouvelle nomenclature.

Propriétés physiques et chimiques. — L'Azote est un corps toujours à l'état gazeux, permanent, résistant aux plus grands froids et aux plus fortes pressions, complètement insipide, inodore élastique, et est très dilatable et très compressible.

Ce gaz est un peu plus léger que l'air, sa densité est assez faible. Son pouvoir réfringent est faible. Il n'est pas inflammable et ne peut entretenir la combustion. il éteint complètement les corps en combustion, il est absolument impropre à la respiration, mais il n'est point assez ... pour les organes. Il ne se prête aucunement aux combinaisons et toutes ses propriétés sont négatives. Gazeux il est sans action sur le gaz oxigène à toutes les températures cependant on connaît cinq combinaisons bien définies d'oxigène et d'azote. il ne peut y avoir combinaison entre ces deux gaz que lorsqu'on les met en présence l'un et l'autre à l'état de gaz naissant. Cavendish prétend qu'on peut produire de l'acide nitrique avec un mélange de gaz oxigène et azote quand on mêle de l'air atmosphérique avec 4 fois son volume de gaz oxygène humide, et qu'on fait passer des étincelles électriques à travers le mélange. le gaz azote brûle

le long du trajet de l'étincelle et se combinant avec une portion du gaz oxygène, il forme de l'acide nitrique, on peut en faisant passer une très longue série d'étincelles produire assez d'acide nitrique pour rougir la teinture de tournesol et même produire du nitrate de potasse en faisant absorber le gaz par une solution de cet alcali. La raison qui fait que la masse entière du gaz n'entre pas en combustion, c'est que le gaz azote aussi bien que les autres gaz a besoin d'une température élevée pour brûler. Il n'y a que la portion à travers laquelle passe l'étincelle qui brûle ; la même chose arrive quand on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange de gaz hydrogène et d'air mais le gaz hydrogène étant en petite proportion le gaz ne s'échauffe pas assez pour communiquer assez de chaleur et enflammer tout le mélange gazeux. Si au contraire on mélangeait deux parties en poids de gaz hydrogène avec une partie d'azote en faisant brûler ce mélange par petites portions dans une quantité d'oxygène capable d'opérer l'oxydation des deux corps, l'hydrogène enlève à l'oxygène assez de calorique pour opérer la combustion de l'azote, et alors on obtient un mélange d'acide nitrique et d'eau. On fait remarquer ici que l'acide nitrique ne se forme qu'en présence de l'eau, de sorte qu'il ne faut pas seulement l'élévation de température, mais encore la présence de l'eau pour opérer la combinaison des deux gaz et la formation de l'acide nitrique.

L'azote ne peut se combiner avec l'oxygène par la seule influence catalytique du platine ; il faut que le gaz soit à l'état de mélange gazeux avec le carbone, l'oxygène, ou même l'oxygène à l'état humide et exposé à une température de + 300° à l'action de l'éponge de platine.

L'azote peut se combiner avec l'hydrogène en plusieurs proportions différentes qui ne peuvent être produites de manière directe. La plus connue est l'ammoniaque (AzH^3). Soumis à l'action de la pile, l'ammoniaque paraît absorber un volume double d'hydrogène, corps métallique hypothétique, obtenu jusqu'à présent en combinaison avec le mercure.

Le gaz azote est très peu soluble dans l'eau ; 100 parties d'eau ne dissolvent que 1,5 de gaz azote.

Un chimiste allemand admet que le gaz azote est composé d'hydrogène et deux corps

Gottling avait vu le phosphore lumineux dans azote mais à cause que l'azote n'était pas en expérience pur on a remarqué depuis que dans ce cas il y avait

toujours un peu d'oxygène ou HO — Bakman a trouvé que le Phosphore était lumineux dans le vide —

qui a une grande analogie avec le chlore, et il appelle ce corps l'Ozone, comme l'azote serait un ozonure d'Hydrogène, cet Ozone aurait une odeur analogue à celle du Phosphore et agirait comme le chlore sur l'Iodure de Potassium qui en solution mouillerait un papier amidonné, l'Iode mis en liberté se ferait connaître sa présence par son action sur l'amidon — (Mr Schœnbein).

Préparation. — On connait plusieurs procédés pour obtenir l'azote le plus ordinairement ce gaz se retire de l'air où il existe à l'état de mélange —

1° On fait brûler un morceau de Phosphore sous une cloche remplie d'air atmosphérique, le Phosphore en brûlant s'unit à l'Oxigène, pour donner naissance à un corps d'apparence pulvérulente, c'est l'acide Phosphorique; l'azote reste dans la cloche, mais par ce procédé l'Azote n'est pas pur car il reste toujours un peu d'oxigène — à mesure que le Phosphore se combine avec l'oxigène, la quantité de ce gaz diminue dans la cloche et quand il n'en reste plus que 0,03 le Phosphore ne peut plus brûler —

2° Un bâton de Phosphore placé sous une cloche remplie d'air, se combine lentement avec l'oxigène de cet air, et au bout de quelques jours la combinaison est assez complète pour qu'il ne reste plus que de l'azote dans la cloche. par ce procédé le gaz n'est pas pur —

3° En faisant brûler un jet d'Hydrogène sous une cloche pleine d'air, le gaz brûle en se combinant avec l'oxigène, et l'azote reste mêlé dans la cloche.

4° on agite une certaine quantité d'air, dans une cloche avec une dissolution de sulfure de potassium, au bout de quelque temps le sulfure est transformé en sulfate, il reste de l'Azote dans la cloche mais ce gaz est mélangé d'un peu d'Hydrogène sulfuré pour le débarrasser de ce gaz on l'agite avec de l'eau de chaux — $SK + 9(Az^4 O) = SO^3 KO + Az$

5° une feuille de cuivre placée et roulée sur elle-même est placée dans un flacon renversé rempli d'eau et acidulé avec de l'acide sulfurique, le cuivre s'oxyde aux dépens de l'air qui cède d'autant plus facilement son oxigène que le cuivre a plus de tendance à s'unir à l'acide sulfurique à l'état d'oxide — ce procédé est dû à Mr Gay Lussac qui pense que quelques heures suffisent pour débarrasser l'air de tout son oxigène — quand le flacon est rempli de tournure de cuivre, l'expérience réussit encore mieux — $Cu + SO^3 HO, + (Az^4 O) = SO^3 CuO, HO + Az^4$

6° Par la voie sèche. En faisant passer un courant d'air sur un métal chauffé au rouge dans un tube de porcelaine placé dans un fourneau à réverbère que ce métal soit du cuivre ou du fer parfaitement décapé — l'air en passant sur le métal chauffé est décomposé son oxygène s'unit au métal et l'azote, on a donc pour résidu de l'opération de l'oxyde de cuivre ou de l'oxyde de

dépose selon le métal qui aura été employé, et l'Azote se dégagera à l'autre extrémité du tube.

En absorbant l'Oxygène de l'air par divers moyens on dispose l'Azote — quelque précipité de l'acide Carbonique qu'il contient toujours à l'état de mélange, en le lavant avec de l'eau de chaux.

7° On prépare le gaz azote et on l'obtient dans un état de pureté assez grand en décomposant par la chaleur le Nitrite d'ammoniaque. Ce corps se décompose en Eau et en azote; on obtient 2 équivalents d'azote et 3 équivalents d'eau — $AzO^3, AzH^3 = 3(HO) + 2Az$ —

8° Mr Soubeiran indique un procédé très peu dispendieux pour se procurer le gaz azote; le procédé consiste en la décomposition réciproque par l'intervention de la chaleur, du nitrate de potasse et du chlorhydrate d'ammoniaque. il fond dans une cornue de verre un mélange intime de ces deux sels et il obtient une décomposition réciproque dont les produits sont de l'eau et de l'Azote. L'Hydrogène de l'ammoniaque décomposé se combine avec l'Oxygène de la potasse et l'acide nitrique — forme de l'eau — l'azote se dégage, et il reste dans la cornue du Chlorure de potassium

$ClH, AzH^3, HO + 2AzO^5, KO = ClK + 5(HO) + 2Az + 2AzO^2$

9° on doit par les lavages débarrasser cet azote des gaz nitreux chlorhydrique et chlore qui se dégagent pendant l'opération.

9° Le procédé suivant est le seul qui puisse donner du gaz azote dans un grand état de pureté: il repose sur la décomposition de l'ammoniaque par le Chlore; à cet effet on prend un grand tube de verre que l'on emplit presque jusqu'en haut de solution de Chlore dans l'eau, puis on remplit ce tube avec de l'ammoniaque également dissoute et on renverse le tube ayant soin de tenir l'ouverture fermée avec le doigt. on opère le mélange des deux liquides le mélange intime produit la réaction des deux corps l'un sur l'autre, et on obtient pour résidu de l'acide chlorhydrique et de l'azote.

$Cl^3, HO + AzH^3 = 3(ClH), HO + Az$ —

10 Mr Marchand traite l'ammoniaque par hypochlorite de chaux —

action sur l'économie animale

Le gaz azote n'est point positivement un gaz qui soit délétère, car un animal peut y vivre pendant un certain laps de temps comme dans le gaz hydrogène pur; et lorsque cet animal périt et meurt, ce n'est point par le gaz azote, mais bien parce qu'il manque d'oxygène — on a longtemps cru qu'il y avait absorption de l'azote par la respiration le contraire a été démontré par Allen et Pepys — et par Dulong et Despretz.

usages..

On emploie quelquefois l'azote dans les laboratoires pour faire agir des corps les uns sur les autres sans le contact de l'air

De l'Air

Historique Les anciens et alors tous Aristote regardaient l'air comme un élément; les expériences de Jean Rey médecin à Bugues en Périgord mirent sur la voie de sa décomposition. En 1630, il eut à répondre à la question de Brun apothicaire de Bergerac qui lui demandait la cause de l'augmentation du poids de l'Etain pendant sa calcination. Jean Rey après avoir répété les expériences de Brun répondit que cette augmentation du poids de l'étain était due à une absorption de l'air. cette réponse était d'autant plus hardie qu'on s'imaginait alors que l'air n'était point pesant. les beaux travaux de Jean Rey restèrent dans l'oubli pendant un siècle et demi, ~~puis~~ Bayen chimiste français vint les faire sortir de cet oubli ~~...~~ par ses expériences sur la calcination du mercure, il conclut aussi comme Jean Rey que l'air était absorbé mais alors vint Lavoisier qui par une série de ses belles expériences prouva qu'il n'y avait qu'une partie de l'air qui fut absorbée par les métaux; que l'air était composé de deux fluides, le gaz Oxigène et le gaz azote. il examina avec attention les produits de la combustion des métaux, et fonda alors sa belle théorie qui changea la face de la chimie. un autre chimiste Scheele s'occupait en même temps de ces belles recherches, Lavoisier admit dans l'air 27 à 28 parties d'oxigène et Scheele en admit plus encore. plus tard vinrent les expériences successives de Cavendish et Davy en Angleterre, Berthollet, en France et en Egypte, M. de Morty en Espagne, MM de Humbolt et Gay Lussac à Paris, surtout; et celles de Mr Gay Lussac sur l'air pris à 6,900 mètres au dessus de la terre dans une ascension aërostatique. les expériences établirent le rapport de l'oxigène et de l'azote dans l'air à 21 parties d'oxigène et 79 azote plus de l'acide Carbonique et de la vapeur d'Eau en petites quantités. Les expériences de MM Dumas et Boussingault et plus récemment encore celles de M. Regnault ont fait à peine varier ces chiffres.

Propriétés physiques. On entend par air atmosphérique cette couche de corps gazeux qui entoure notre globe à une hauteur moyenne de 9 lieues 1/3 géographiques, sa forme est sphéroïdale comme celle du globe terrestre mais le diamètre qui passe à l'Equateur est beaucoup plus grand proportionnellement à son axe que celui de la terre, parceque. le très grand chaleur qui est concentrée à la partie moyenne du globe complétant

[illegible] durit et le dilate et forme autre [illegible] pas un courant ascendant quelas [illegible] alimentes en quantité égale à celle de l'air qu'ils entraînent.

L'air [illegible] plus de élastique permanent, qui [illegible] plus grands poids et avec plus fortes pressions car on a essayé de le comprimer à plus de [illegible] mille atmosphères — son épaisseur lui fait avoir une coloration bleue ce qui indique qu'il absorbe une certaine quantité de lumière mais tout en laissant passer et réfléchissant les rayons d'une teinte claire qui appartiennent à la portion absorbée. Il est insipide et inodore [illegible] il nous paraît [illegible] parce que nous sommes habitués à le respirer. Pris à un mètre cube de capacité il pèse ~~[illegible]~~ 1kg,3. cette densité très forte a pris pour le maximum quand on le comprime avec rapidité il se produit une chaleur assez forte pour enflammer un morceau d'amadou placé dans le corps de pompe, le briquet à air. —

La Densité de ce corps est ordinairement prise comme unité de la densité des autres corps. Galilée découvrit le premier que l'air était pesant et Torricelli le démontra à l'aide du baromètre qui est simplement ~~une~~ une colonne de mercure de 0m,76 qui fait équilibre à une colonne d'air qui a pour base la surface du mercure, à mesure que la pression diminue avec la hauteur de la colonne d'air, la colonne de mercure diminue aussi dans le tube. La hauteur d'une colonne d'eau qui devrait faire équilibre à la même colonne d'air serait 13 fois plus grande parce que l'eau est environ 13 fois ~~[illegible]~~ moins pesante que le mercure, cette colonne d'eau serait 13,59 fois plus haute elle aurait 10mètres,336 de hauteur.

Les changements que cet air éprouve dans sa densité se mesurent au moyen du manomètre.

Composition —

L'air contient de l'oxigène et de l'azote qui en forment la majeure partie, il contient aussi de l'acide carbonique, de la vapeur aqueuse, du gaz des marais et les gaz [illegible] carboné — Il faut ajouter aussi, selon les localités certains gaz provenant d'exhalaisons, tels que l'hydrogène sulfuré, l'ammoniaque, [illegible] on rencontre aussi dans l'air certaines substances organiques et divers produits [illegible] pestilentiels, le pollen des plantes ~~[illegible]~~ substances volatiles qui peuvent s'exhaler de la surface de la terre et troubler momentanément les évaporations sont trop peu durables que leur présence est insensible pour la composition de l'air.

La composition normale de l'air est donc le mélange des gaz oxygène et azote ~~[illegible]~~ avec ces gaz il faut ajouter une quantité notable de vapeur d'eau provenant de l'évaporation constante des eaux des [illegible] à la surface de la terre et [illegible] aussi l'acide carbonique produit de toutes les combustions.

Analyse de l'air. Diverses analyses de ce fluide ont été faites à différentes époques, la première analyse fut faite par Lavoisier et voici quelle fut son expérience; Il prit

analyse de Lavoisier

un ballon de verre de capacité et de poids connus, et à l'extrémité duquel était soudé un tube qui se rendait sous une cloche également de capacité connue; Dans ce ballon il mit une certaine quantité de mercure et entretint le feu pendant 12 jours; peu à peu il remarqua des paillettes rouges qui se montrèrent à la surface du mercure, au bout de 10 jours ces paillettes n'avaient plus augmenté; Il avait eu soin de noter le point de température et de pression où se trouvait tout le système avant l'expérience, il le prit aussi après et reconnut que le volume de l'air était plus limité et que par exemple sur 100 parties d'air, employées il ne restait plus que 79 parties lorsque l'opération était terminée. Il constata sur le gaz qui restait tous les caractères de l'Azote, ce gaz éteignait les allumettes enflammées, les oiseaux qui y étaient plongés y mouraient. Son poids était plus léger que celui de l'air. Puis recueillant avec le plus grand soin la matière rouge qui s'était formée, et qui était déjà connue sous le nom de Précipité per se par les anciens chimistes, après l'avoir desséché il y reconnut la présence de 21 parties d'oxigène. Il établit donc ainsi la composition de l'air, mais il ne put donner les chiffres que très approximativement à cause du peu d'exactitude de que le procédé a en lui même —

Depuis on a fait des analyses d'une manière plus précise —

analyse qualitative

Il y a deux sortes de modes d'analyse de l'air, l'analyse qualitative et l'analyse quantitative —
le premier mode d'analyse consiste dans la recherche des substances qui entrent dans la composition de l'air quel'on examine sans chercher dans quels rapports elles se trouvent entr'elles —

On reconnait la présence de la vapeur aqueuse au moyen d'un mélange réfrigérant qui est placé dans un verre, aux parois duquel la vapeur d'eau vient se condenser. On peut en déterminer la proportion en faisant passer un volume d'air connu, à travers un appareil à boules de Liebig et contenant de l'acide sulfurique, le tout étant préalablement pesé on constatera après l'expérience une certaine augmentation de poids.

L'acide Carbonique se reconnait facilement, en battant de l'air dans un tube avec de l'eau de chaux. on voit cette Eau de chaux blanchir et même laisser déposer le Carbonate de chaux — Mr de Saussure a constaté la présence de l'acide Carbonique même

au sommet du mont blanc en fais ant passer de l'air en volume connu, à travers un appareil à boules de Liebig contenant une solution de potasse caustique dont on connaissait préalablement le poids — Les proportions d'acide carbonique dans l'air ne diffèrent pas beaucoup dans la campagne et dans les villes, car Mr Boussingault a fait les expériences comparatives sur l'air pris à St Cloud et pris à Paris — L'air contient 0,0004 ~~en poids~~ d'acide carbonique en volume et 0,0006 en poids. une seule fois Mr Boussingault n'a pas trouvé d'acide carbonique dans l'air —

Il est difficile de prouver l'existence de l'Oxigène dans l'air, il faut pour cela prendre une substance qui le prenne et le rende facilement une seule substance a cette propriété et Lavoisier l'a employée c'est le mercure.

Rutherford a constaté la présence de l'Azote en faisant respirer des oiseaux sous une cloche pleine d'air, il constata que le résidu de cette absorption d'air après la mort des animaux était de l'azote qu'il recueillit. Il était pur après l'avoir débarrassé de l'acide carbonique qu'il contenait.

analyse quantitative — Pour employer le mode d'analyse quantitative dans la détermination des proportions dans lesquelles l'oxigène et l'Azote sont mélangés. ~~Il~~ faut après avoir débarrassé cet air ~~des~~ gaz ~~qu'il~~ ~~con~~forme à l'état de mélange, tels que l'acide carbonique la vapeur d'eau, on introduit de l'air en quantité déterminée dans un tube gradué et on y porte alors un bâton de phosphore, en ayant soin avec précaution pour que l'air ne s'échauffe pas, on remarque alors ~~une~~ production de fumées blanches qui sont de l'acide phosphoreux. à la température de + 20° la combustion du phosphore se fait en quelques minutes; et si la température est basse il faut quelques heures.

par ces expériences MM Dumas et Boussingault constatèrent que l'air était composé sur 100 parties de 79,5 azote et 20,5 Oxigène

Si on veut avoir des résultats plus rapides on fait brûler le phosphore dans une cloche courbe et on a alors une abondante production de vapeurs de phosphore qui ~~absorbent~~ promptement absorbe le gaz oxigène avec lequel elles se combinent.

Les différents procédés de séparation de l'azote par le moyen de la décomposition de l'air sont autant de moyens d'analyse ~~exacte~~.

analyse par l'Eudiomètre — Un mode d'analyse qui donne les résultats les plus certains quand à cette détermination des rapports de l'oxigène et l'hydrogène dans l'air, est la méthode Eudiométrique. En effet, dans un Eudiomètre on introduit une quantité d'air déterminée, et que l'on veuille y rechercher la quantité ~~d'Oxigène~~ qu'il contient, on y introduira deux volumes d'Hydrogène parce que en se combinant

de ce volume d'oxigène ou aura de l'eau et peu ainsi trois volumes de gaz, quelle résulte au plus que en théorie, à cet effet il faut préparer l'hydrogène au moment même parce que ce gaz en traversant l'eau et séjournant au contact de ce liquide se chargerait de l'air qu'elle contient. — Il faut donc préparer cet hydrogène au moment même.

Introduisant dans un eudiomètre 100 parties d'air parfaitement pur, puis y introduisant 100 parties de gaz hydrogène aussi également pur, on donne l'étincelle et après avoir ~~mesuré~~ de nouveau le volume des gaz on remarque qu'il y a un reste de gaz non absorbi en les soustrayant du volume des deux gaz hydrogène et air 100 H 100 air. on trouve 138 de reste. en retranchant ce reste 138 du nombre total 200 on a un reste 62 qui est le nombre de l'eau dans le rapport de combinaison de l'hydrogène et l'oxigène, en effet en divisant 62 par 3 on a pour quotient 20,6 qui est le nombre proportionnel de l'oxigène dans sa combinaison avec l'hydrogène pour former l'eau.

analyse de Dumas et Boussingault.

MM Dumas et Boussingault ont substitué à ce mode d'analyse par les mesures qui est sujet à erreur, un mode d'analyse par les poids, beaucoup plus exact, ces messieurs ont employé un appareil extrêmement compliqué qui se compose d'une suite de tubes et de boules à dissolution de potasse, de l'acide sulfurique ~~de~~ de tube métallique destinés à absorber l'acide carbonique l'eau l'oxigène en ce dernier lieu, le gaz à passé à travers ~~de~~ un tube contenant du cuivre métallique qui est chauffé — ce cuivre absorbe l'oxigène, et a été pesé avant l'expérience et ensuite après, la différence de poids donne la quantité d'oxigène absorbé — au cet tube le gaz arrive dans un grand ballon vide où l'on recueille tout l'azote et alors après cette série d'expériences on a le poids de l'azote.

100 grammes SO^3HO absorbent complètement 2,77 eau

Sur 100 parties d'air ces messieurs trouvèrent en poids un maximum de 23,01 et un minimum de 22,95 de gaz oxygène — et prenant la moyenne de ces nombres ils conclurent que 100 parties en poids d'air contenaient 23,01 d'oxigène et 76,99 d'azote et résumant en poids à des volumes d'après les densités de ces gaz, on trouve: gaz oxygène 20,81. gaz azote 79,19 —

on reconnaît HC par la détonation d'air eudiomètre après l'avoir préalablement purgé de l'acide carbonique.

Composition de l'Air

La composition de l'air peut varier selon les conditions et les ~~localités~~ localités. il peut contenir au plus jusqu'à 0,231 de son poids d'oxigène comme il peut aussi s'abaisser jusqu'à 0,221 de ce poids — cet oxygène en volume peut s'élever jusqu'à 21,0/0 comme aussi s'abaisser jusqu'à 20 0/0 de ce même volume.

Dans les mines de Cornouailles l'air s'appauvrit de son oxigène jusqu'à ne plus ~~contenir~~ que 18 à 15 0/0.

Dans les salles des spectacles, les amphithéâtres où il y a beaucoup de personnes rassemblées, beaucoup d'oxigène est absorbé et transformé en acide carbonique.

Un homme pour respirer parfaitement doit absorber une quantité d'air égale à 8 à 10 pieds cubes par heure

La composition de l'air est soumise à des lois très invariables. Supposons la population humaine égale à 100,000,000 d'hommes. ~~comme ils rejettent une quantité d'air égale à 83000~~ il faudrait 100 années à la population animale pour faire disparaître le 0,008. de l'oxigène répandu autour de nous — les plantes décomposent journellement ~~l'acide carbonique~~ de l'air en s'en appropriant le carbone et abandonnant l'oxigène. ~~...~~ de l'air. ... en différentes zones ... en trouvant autant l'acide carbonique exhalé par les animaux et l'oxigène exhalé par les plantes. nous avons une certaine ... et pour effet de ... la composition de l'air ... également.

Dans de nombreuses circonstances atmosphériques la composition de l'air se trouve ... la pluie qui est de la vapeur d'eau condensée ... de l'oxigène alors aussi ~~...~~ condensant. Par la décomposition de certains sulfates à la surface du globe augmente la proportion d'oxigène, l'acide carbonique provient de la décomposition de certains carbonates et ... même pour l'hydrogène sulfuré, qui dans certaines localités ~~...~~ au moyen de l'acétate de plomb on reconnaît parfaitement la présence de l'hydrogène sulfuré.

Le gaz des marais existe comme produit de la décomposition des matières organiques et trouvé principalement en remuant la vase des marais — les éclairs et la foudre en traversant l'air brûlent ce gaz et le transforment en eau et en acide carbonique.

La lumière qui existe à la surface du globe joue un rôle de force catalytique comme l'éponge de platine et par elle fixe le gaz hydrogène carboné est décomposé — les plantes en absorbant l'azote décomposent l'ammoniaque qui se forme par la putréfaction des cadavres des animaux.

Pour se procurer l'air d'un endroit quelconque on le prend soit en vidant un flacon plein d'eau ou de sable ou de mercure ou d'eau salée quelconque avant l'air et au ... quand c'est pour dans un endroit où il est difficile de pénétrer, on emploie un long tube aboutissant à un flacon plein d'eau en vidant le flacon au moyen d'un robinet ... ... qui attire l'air dans le flacon.

---

de l'air

Mr Dupasquier a proposé l'analyse de l'air par le protoxyde de fer récemment préparé —

air de l'eau contient beaucoup d'oxigène

air de la neige en renferme jusqu'à 27 0/0 oxigène

Chevallier a aussi employé la ... de plomb qui ... dans l'eau ... saturée de sel

moyens employés pour se procurer l'air.

mercredi. 21 8bre — De l'Eau (HO)

Historique. L'Eau est un des quatre corps que les anciens regardaient comme un élément, cette opinion émise par Aristote subsista jusqu'en 1781 époque à laquelle Cavendish la révoqua en doute et répéta les expériences que Priestley avait faites dans le courant de cette même année et que Monge répéta plus tard à Mézières, ces chimistes ~~ont~~ obtinrent quelques grammes d'Eau en produisant une série de détonation dans un mélange de gaz Hydrogène et oxygène ~~pt~~ renfermés dans un vaisseau de verre; avant ces chimistes en 1776 Macquer et Sigaud Lafond avaient remarqué que l'Eau se formait quand on venait à présenter un corps froid à la flamme de l'Hydrogène brûlant dans l'air, ou bien en faisant brûler un jet de gaz sous une cloche également pleine d'air — aucun de ces chimistes n'avait émis l'opinion que l'eau fût un composé d'Oxygène et d'Hydrogène, Cavendish ~~fut~~ en 1784 ont le premier mettre cette opinion, mais il dit alors que l'Eau était de l'Hydrogène déphlogistiqué d'autres chimistes au contraire, nommaient l'Eau de l'Oxygène Phlogistiqué. Alors vint Lavoisier qui en 1784 démontra que l'Eau était véritablement un composé d'Oxigène et d'Hydrogène, en combinant au moyen de l'électricité un mélange ~~d'oxygène~~ deux gaz dans les proportions qui font l'Eau, il put en obtenir jusqu'à 200 grammes conjointement avec Meunier, Thosvard ~~Lefebvre~~ Gineau d'une part et Fourcroy Vauquelin et Seguin de l'autre à l'aide d'un appareil très ingénieux, purent obtenir jusqu'à cinq cents grammes d'Eau

N Watt.

Glace

L'Eau se présente à nous dans la nature sous trois états différents; État solide, liquide, gazeux —

Propriétés physiques. L'Eau à l'État solide est la Glace. c'est alors un corps amorphe, à l'état ordinaire, mais qui aussi cristallise d'une manière très variable; ainsi le givre, la neige qui sont des variétés de cristallisation de l'Eau, se présentent le plus ordinairement sous forme d'étoiles qui constituent un hexagone régulier —.

La Glace est quelquefois très transparente et quelquefois aussi très poreuse, alors elle est remplie de bulles d'air qui y est renfermé par un phénomène purement mécanique — ainsi dans les eaux tranquilles, quand l'Eau vient à se congeler par sa surface, elle s'oppose à la sortie de l'air que l'Eau placée inférieurement laisse échapper en se congelant; cet air se trouve alors enfermé dans la glace.

prismes gelés — reconnues ~~possibles~~ en les trempant dans solution saturée de sulfate de soude — cristaux se formant montrent où le prisme est défectueux

Densité — La Densité de ~~la~~ glace est beaucoup plus faible que

celle de l'eau elle est at[illegible] aussi toujours la glace surnager les rivières, on a cependant remarqué de la glace au fond de certaines rivières, et c'est principalement au fond des fleuves dont le cours est le plus rapide le Rhin présente fréquemment ce phénomène et cela s'explique parfaitement à cause de son cours tumultueux — cette glace est une espèce de neige grossière formée d'aiguilles de 2 à 3 centimètres de longueur et qui s'enchevêtrent de manière à former une masse compacte elle ne se trouve au fond des rivières que par un froid de −8°−10°−12°

~~à l'état~~ cristallin a aussi une grande légèreté que ~~l'eau glacée~~ brise les vases dans lesquels elle se forme — le passage de l'eau liquide à l'état solide se fait avec une très grande dilatation ainsi l'eau augmente de 1/14 de son volume. L'eau en se congelant brise les vases ~~ou~~ elle se solidifie ainsi un fort canon de fusil où la glace vient à se former est brisé. C'est ainsi qu'il faut expliquer le phénomène des pierres qui se brisent par l'action de la gelée — l'eau qu'elles contiennent produit ce phénomène en se solidifiant —.

glace à 80°
deux phénomènes.
abaissement de 4 80°. 1 glace
élévation 4 80°. 1 glace. à +90°. −20°

~~L'eau~~ glace ~~est~~ conductrice de la chaleur. pour toutes les degrés au dessous de zéro cependant c'est un mauvais conducteur. au dessus de zéro elle absorbe le calorique et se convertit en eau — on peut l'électriser par le frottement. mais elle est mauvais conducteur — quand elle fond, les cristaux les plus réguliers et les aiguilles qui se sont formées en premier lieu se conservent plus longtemps que le reste, de la manière qui est moins cristallisé — la glace pour se convertir en eau à la température de zéro fait absorber autant de calorique qu'il en faudrait pour élever à +75° d'une égale quantité d'eau à la température de 0° —

Eau liquide

Propriétés physiques et chimiques

L'eau à l'état liquide vue en petites masses est incolore, vue en grandes masses d'une grande épaisseur elle est ~~bleue~~ si par des circonstances particulières elle est chargée de couleur brune elle est verte, ainsi l'eau qui a traversé des tourbières. Elle est sans odeur, sans saveur, compressible [illegible] elle conduit le son, elle est très dilatable par l'action de la chaleur et cette dilatation sensible en commençant, va toujours en augmentant, ~~selon~~ les degrés de chaleur; cette dilatation est très irrégulière jusqu'à +4°. qui est le degré fixé pour le maximum de densité de l'eau — c'est un mauvais conducteur du fluide électrique, son pouvoir réfringent est plus considérable ~~que~~ celui de l'air, mm. Arago et Fresnel ont remarqué que ce pouvoir réfringent augmentait continuellement jusqu'au point de congélation ~~absolument~~ de même que si elle

se condensait dans une, jusqu'au moment où elle se prend en masse.

Dans de grandes masses d'eau tranquille ou qui sont très peu agitées, un lac par exemple il s'établit un état stable de température, relativement à celle qui existe au fond du lac, jamais l'eau ne pourra arriver à 0° et mois aussi geler dans toute sa masse.

action de la chaleur. Quand on soumet l'eau à l'action de la chaleur elle va s'échauffant graduellement, jusqu'au moment où elle entre en ébullition. Le point d'ébullition de l'eau est le moment où les vapeurs qui se forment dans ce liquide font équilibre au poids de l'atmosphère qui pèse à sa surface. Ce point d'ébullition de l'eau dépend absolument de la pression atmosphérique car si la première devenait moins forte le point d'ébullition serait plus prompt. L'évaporation de l'eau a lieu à toutes les températures à −20° la glace donne des vapeurs dont la force élastique est $0^m,0013$ à 0 la force élastique des vapeurs est $0^m,00506$. L'état solide d'un même corps n'a point d'influence aucune sur la quantité des vapeurs qu'il peut donner. La marmite de Papin est un exemple du point d'ébullition de l'eau retardé par la pression de l'atmosphère — car on peut y amener l'eau à la température de +130° sans qu'elle entre en ébullition. Les vapeurs restant sous la pression de l'atmosphère sont bien plus fortes en température, si la pression est plus forte l'eau en vertu de sa plus grande dilatation se refroidit beaucoup plus vite. aussi peut on mettre impunément sa main dans la vapeur qui sort de la marmite de Papin, cette vapeur est d'autant moins chaude que la pression a été plus forte. L'eau dans le vide donne des vapeurs abondantes et ces vapeurs immédiatement absorbées font descendre l'eau à la température de −20°. En mettant de l'acide carbonique solide avec de l'éther Mr Faraday a pu produire un froid de −90° qui lui permit de solidifier un grand nombre de gaz.

Sels qui retardent l'ébullition —
à P b O rentrant ges
cl Hg diminue

Eau en vapeur. Après son degré d'ébullition l'eau passe à l'état de vapeur. La vapeur d'eau n'est point visible quand elle ne perd pas le contact de l'air, toute vapeur visible est la vapeur vésiculaire, qui est formée de petits globules visibles et agglomérés par le refroidissement et amenés à l'état liquide. L'opération qui consiste à obtenir de l'eau liquide par la condensation de sa vapeur est appelée distillation c'est aussi un moyen de la purifier. L'ébullition de l'eau a toujours lieu à +100°. dans des vases métalliques. dans des vases de verre elle n'a lieu qu'à 101° 102° 106° même selon la nature des liquides. On remarque quelquefois des soubresauts qui sont occasionnés par l'extrême plus ou moins ~~partie~~ du liquide pour ~~le vase~~ qui le renferme aussi pour éviter ces soubresauts on jette dans le vase, des limailles de corps

1 lit. en vapeur à 100° élève à 100° 5 lit 1/2 d'eau à 0°

qui attruisent cette adhérence, dell'quide pour le verre, il faut que ces corps ne soient pas ~~[illegible]~~ attaquables par le liquide.

Etat sphéroïdal de Mr Boutigny —

Quand on verse de l'eau dans un creuset de platine ou d'argent, qui est porté à la température rouge, Mr Boutigny a démontré que cette Eau n'entrait en ébullition que lorsque cette température du creuset était un peu moins élevée — L'explication donnée sur ce phénomène est que les corps incandescents ne sont pas mouillés par l'eau, qui prend alors l'état sphéroïdal, cette petite sphère de liquide est entourée de vapeur qui empêche le contact du liquide avec le métal — quand la température du métal est abaissée, la vapeur cesse de se produire et alors le liquide mouillant le métal éprouve une température assez haute pour entrer immédiatement en ébullition — à l'état sphéroïdal la température de l'eau se maintient à ~~+90°+98°+142~~ +96+98°.
- température du métal devenu à +142°

action des métaux — décomposent les uns à froid les autres à la chaleur rouge, à la chaleur blanche, à une chaleur ... —

L'eau distillée n'est point absolument pure surtout si elle a été en contact avec l'air, car l'eau la plus pure, l'eau de pluie contient toujours de l'air qu'elle prend en le traversant, l'eau de neige en contient aussi — on démontre parfaitement la présence de l'air dans l'eau en faisant chauffer de l'eau qui remplit exactement un matras auquel est adapté un tube recourbé se rendant sous une cloche, on voit par l'ébullition l'air se dégager et se rendre sous la cloche. En mesurant ce volume d'air on voit que l'eau en renferme un 1/40. de son volume selon Mr Dumas. 1/36 selon Mr Gay Lussac — après quelque temps d'ébullition, l'eau ne contient plus d'air. En puis au bout de la surface de l'eau, on pourrait encore à lui retirer l'air qu'elle contient. La pression de l'air extérieur étant diminuée, permet à l'air de s'échapper en vertu de la pression qu'il exerce à l'intérieur de la masse liquide.

+ Solubilité des acides dans l'eau — d'autant plus solubles qu'ils ont une cartion plus acide —

Décomposition de l'eau par certains métalloïdes
Cl. absorbées des rayons solaires —
I décompose —
Br. ne décompose pas —
Carbone décompose quand il est incandescent — 2 CO et C^2H.

L'eau véritablement pure est celle qui est complètement privée d'air et de tous les corps quels qu'ils soient mais qui lui seraient étrangers. cet air contenu dans l'eau et qui en forme les 0,36. ou 0,40. du volume est cependant bon pour la respiration des êtres qui vivent dans l'intérieur de l'eau, ainsi les poissons les plantes vivent parfaitement au fond des eaux n'y respirent que l'air qu'ils y trouvent.

Réactifs pour reconnaître l'eau chimiquement pure
AzO^5BaO — $\bar{A}PbO$ — CaO

L'eau chimiquement pure étant celle qui est absolument privée de tous corps même de l'air, c'est elle qu'il faut étudier comme type.

Composition de l'Eau

Les différentes expériences des chimistes les devanciers engagèrent Monge à rechercher dans quelles proportions l'Oxigène et l'hydrogène se trouvaient dans l'eau. pour cela il introduisit dans un Eudiomètre un mélange de deux parties de gaz hydrogène contre une partie d'oxygène, et ~~[illegible]~~

enflamma ce mélange au moyen de l'étincelle électrique en opérant dans l'eudiomètre de Volta sur la cuve à mercure. il obtint une véritable détonation et une quantité d'eau très minime. on emploie maintenant pour faire cette expérience le nouvel eudiomètre de Volta. on fait passer dans cet instrument un mélange de deux parties de gaz Hydrogène et de une partie de gaz oxygène et on enflamme. il n'y a pas alors de Résidu. Si on mettait trois parties de gaz Hydrogène il y aurait après la détonation un résidu que l'on reconnaîtrait pour être du gaz Hydrogène. si on mettait parties égales d'Hydrogène et d'oxygène il y aurait encore un résidu que l'on reconnaîtrait pour être l'oxygène. En faisant une série de petites explosions on arrive à obtenir une petite couche d'eau. Monge dans ses diverses expériences n'était pas parvenu à un résultat exact. mais il y a 30 ans MM Gay Lussac et de Humboldt sont parvenus à mesurer exactement le volume des deux gaz qui constituent l'eau. si les gaz sont humides, il peut arriver et il arrive aussi qu'il y a une variation dans les résultats obtenus en volume, mais cette variation disparait si les gaz sont tous les deux au même degré d'humidité.

En volumes l'eau est composée de 2 parties de gaz Hydrogène et de 1 de gaz oxygène. en poids sous la première ~~attraction~~, (0m 760.) la seconde de l'air étant pris comme unité, et faisant la somme de la densité des deux gaz. on trouve. sur 100 parties, 11 d'Hydrogène et 89. d'oxigène.

analyse. Pour connaître la Composition de l'eau il a fallu arriver à la séparation de ses élémens et procéder par analyse. Lavoisier le premier décomposa l'eau en

par les métaux. vapeur au moyen d'un métal chauffé au rouge dans un tube de porcelaine. l'oxygène de l'eau se combinait au métal en l'oxidant, et l'Hydrogène était recueilli à l'autre extrémité du tube. en prenant exactement l'Hydrogène et le pesant, et connaissant aussi le poids du métal avant et après son oxidation on arrive parfaitement à la connaissance des deux gaz qui entraient dans la composition de l'eau. Il faut dans cette expérience ce que Lavoisier n'avait pas fait. et pour que l'analyse soit exacte connaître le poids des gaz et le poids total de la vapeur d'eau employée. et il faut retrouver un poids semblable après l'opération. ce moyen d'analyse n'est point un moyen de précision mais il est très bon pour constater dans l'eau la présence des deux gaz qui le composent.

par la Pile. Un moyen très exact d'analyse de l'eau est la décomposition par la Pile. en effet au moyen de cette électricité l'eau est décomposée sans le secours d'aucun agent matériel. le fil de Platine qui sert de conducteur.

n'est absolument que comme agent neutre car
il est absolument inaltérable. Dans cette
décomposition de l'Eau par la pile l'oxigène se rend
au pôle positif et l'Hydrogène au pôle négatif.
on les reçoit sous de petites cloches et alors quand
on les a recueilli on en constate les propriétés
et on en mesure les volumes.

Synthèse

On constate encore la composition de l'Eau, par
la synthèse soit au moyen de l'Eudiomètre de Volta
comme le firent MM Gay Lussac et Humboldt.
et avant eux Lavoisier et Meunier puis MM
Fourcroy - Vauquelin, Seguin. Soit encore comme
l'ont fait MM Berzelius et Dulong en recompo-
sant l'Eau au moyen de la réduction d'un oxide
métallique par l'Hydrogène. En faisant
passer par exemple une quantité connue de
gaz Hydrogène bien sec sur une quantité connue
d'oxide de Cuivre placé dans un tube chauffé
à la lampe et rouge l'oxide de Cuivre est réduit,
il y a formation d'Eau et reste du Cuivre
métallique; connaissant le poids de l'Eau qui
a été obtenue et le poids de l'oxide, on arrive à
connaître le poids de l'oxigène.

+ Expérience de Lavoisier - formation d'une certaine quantité d'acide ~~[illegible]~~ azotique

Comme point de comparaison pour les dosages,
les anciens chimistes rapportaient tout à 100.
ce qui fut cause d'un grand nombre d'erreurs,
l'unité de comparaison maintenant adoptée
est un poids donné d'oxigène, qu'on dit égal à 1.
le poids de l'oxigène est égal à 0,12) les nombres
prennent encore le nom d'Equivalents ainsi
l'Eau est formée en poids de 1 équivalent
d'Hydrogène et de 1 Equivalent d'oxygène, mais
en volumes il y a 1 volume d'oxygène pour
deux volumes d'Hydrogène.

Air dans l'Eau

Ce fait doit aussi ~~[illegible]~~ être pris en considération en l'Eau —

L'Eau contient 1/40 de son volume d'air, c'est
ce qui a été trouvé dans l'Eau de la Seine examinée
à la température et à la pression ordinaire
cet air contient 66,9 azote et 33,1 oxigène.
l'Eau dissout 2 0/0 d'azote et 4 0/0 d'oxigène
telle est la cause de la présence d'une plus grande
quantité d'oxigène dans l'Eau que dans l'air.
Ces caractères de solubilité sont très divers, ainsi
Mr Morren a remarqué que quelquefois le degré de
solubilité de l'oxygène dans l'Eau allait jusqu'à
16 0/0. — ~~Dans~~ L'Eau des fleuves ou de la mer
qui renferment un grand nombre d'animal-
cules contiennent tantôt beaucoup d'oxygène
tantôt moins, selon que les rayons solaires les
frappent ou non. par l'influence des rayons
solaires, les animalcules décomposent l'acide
Carbonique, et dégagent alors beaucoup d'oxigène
lorsqu'au contraire ils sont à l'abri des rayons
solaires, ils absorbent l'oxigène de là c'est que
les poissons au soleil sont très vifs et paraissent
comme endormis quand ils sont à l'ombre

Eau dissout parfaitement - matières végétales fortement oxigénées - fortement hydrocarbonées - peu ou point très carbonées -

Il est nécessaire que l'eau destinée à la boisson ne soit pas privée d'air, car dans l'autre cas une grande partie des goîtres remarqués chez les habitants de certains cantons de la Suisse qui boivent de l'eau qui provient du dégel de leurs congélations à la surface des montagnes, qui jamais n'a été par la congélation ne le reprend pas. par le dégel l'eau qui passe en infiltrant à travers les matières organiques est toujours chargée d'acide carbonique.

Eau d'arcueil - Eau de St Aly(?) - Eau des orages contient du nitrate d'ammoniaque - théorie de nitrification - il est tombé sur certain sol(?) dodé ou salpêtre

Certaines eaux de rivières, de puits, de sources. etc. contiennent des substances salines provenant des différents terrains où elles passent. au moyen des agents chimiques on reconnaît la nature des sels dissous dans chaque espèce de ces eaux.

L'eau considérée tantôt comme acide tantôt comme une base.

acide oxyhydrique peut être déplacé par l'eau et peut le déplacer

Comme un acide - oxide de baryum anhydre se mettant avec l'eau il y a combinaison avec l'eau avec très grande élévation de température - on l'appelle alors acide oxhydrique. on ne peut chasser cette eau que par un acide.

Eau comme base

action de l'eau comme intermédiaire dans certaines réactions - réciproques - doubles décompositions combinaison - Eau de constitution - de composition - de cristallisation

Comme une base - avec acide sulfurique combinaison intime avec dégagement de chaleur ne pouvant être chassée que par une autre base. or comme les corps qui se ressemblent peuvent mieux se remplacer l'un par l'autre - donc l'eau à l'état d'acide ne peut être chassée que par un acide. l'eau à l'état de base ne peut être chassée que par une autre base.

Eau Oxigénée - (HO^2)

L'eau oxigénée est corps découvert par M. Thenard en 1818. il fut nommé par ce chimiste Bioxide d'hydrogène.

On prépare le bioxide d'hydrogène en faisant réagir l'acide chlorhydrique faible sur le bioxide de baryum récemment préparé.

+ dans une cornue de porcelaine pure.

ce bioxide de baryum est ainsi préparé, après s'être procuré le nitrate de baryte le plus pur, on le décompose par la calcination + le protoxide de baryum est mis dans un tube de verre et chauffé au rouge. en cet état on fait passer par le moyen d'un courant d'oxigène qu'on y fait arriver dans un grand état de pureté. ce bioxide de baryum ainsi préparé. est mis en poudre dans un mortier de verre et délayé dans un peu d'eau, en cet état on le verse dans l'acide chlorhydrique et étendu de 3 fois son poids d'eau. il est essentiel que le vase soit entouré de glace pilée que l'on renouvelle de manière à tenir la liqueur dans une basse température. le bioxide de baryum est décomposé par l'acide chlorhydrique sans dégager un équivalent d'oxygène qui à l'état naissant se combine à un

équivalent d'eau cette combinaison est favorisée par ~~baryum~~ la température basse. On peut en répétant plusieurs fois cette opération, saturer de ~~50~~ vingt cinq à 30 fois son volume d'oxygène, une quantité d'eau contenant la quantité d'acide chlorhydrique indiquée en employant 90 à 100 grammes de bioxide de Baryum.

+ dans 2 décilitres d'eau on met assez d'acide pour saturer 15 gr. environ de bioxide de Baryum

On a comme résidu de l'opération un chlorure de Baryum qui est en dissolution dans l'eau. On décompose ce chlorure soluble ~~[illegible]~~ en ajoutant de l'acide sulfurique concentré et mettant un léger excès. Le sulfate de Baryte formé se précipite et l'acide chlorhydrique régénéré peut servir à une seconde opération.

On débarrasse la liqueur de tout le chlorure qu'elle pourrait contenir et de l'acide chlorhydrique en décomposant le chlorure de Baryum par le sulfate d'argent. On obtient alors une double décomposition, formation de sulfate de Baryte et de chlorure d'argent insolubles qui se précipitent. +

+ On filtre les liqueurs avec un filtre de papier lavé à l'acide chlorhydrique et on reprend le filtre dans un lavage également laissé acide (faible)

$BaO^2 + ClH + HO = ClBa, HO + HO^2$

$ClBa + HO^2, HO + SO^3 = ClH + SO^3BaO, + HO^2$

$ClBa + HO + HO^2 + SO^3AgO = ClAg + SO^3BaO + HO^2$

Il ne reste plus alors dans la liqueur que l'eau qui contient en solution le bioxide d'hydrogène, on débarrasse ce corps complètement de l'eau qu'il contient en le plaçant sous le récipient de la machine pneumatique avec de l'acide sulfurique qui absorbe cette eau.

+ cristallisation du bioxyde de Baryum dans le mélange réfrigérant

On obtient alors le bioxide d'hydrogène pur, sous forme d'un liquide, limpide, incolore, inodore, permanent avec plus grand poids dont la densité est plus forte que celle de l'eau, dans laquelle il coule comme un sirop en formant des stries.

Mis en contact avec la peau, il forme une tache blanche et soulève légèrement l'épiderme, il a une action caustique faible et passagère; mis sur la langue il épaissit la salive; il a une saveur analogue à celle des sels métalliques. Il blanchit les couleurs végétales. On s'est demandé si ce n'est pas la formation subite de ce bioxide dans l'atmosphère qui blanchirait les toiles mises sur le pré. Mais il n'en est rien. En présence des alcalis ce corps se détruit et abandonne de l'oxygène. La décoloration des teintures est lente.

Le bioxide d'hydrogène est soluble et placé sous le récipient de la machine pneumatique il finirait ~~par~~ être absorbé par l'acide sulfurique.

On peut séparer le corps de l'eau qui le contient par la congélation de cette eau. Mais cette glace retient un peu de bioxide.

La chaleur et l'électricité le décomposent en eau et oxygène.

La plus souvent en présence des corps simples ce corps se décompose sans combinaison. Quelquefois la présence de ces corps lui communique de la stabilité. Quelquefois le bioxide d'hydrogène se décompose en eau et oxygène quelquefois aussi l'oxygène se combine aux corps.

métaux décomposant l'eau oxygénée
oxides — la décomposent et se décomposent aussi
Ce sont les métaux des dernières sections — PtO, AgO.
oxides décomposés sans l'eau par la présence — MnO^2
oxydes pouvant se conserver dans la dissolution de l'eau oxygénée KO, NaO, CaO.

ne donne pas

Mr Selvage a proposé un mode de séparation des Bromure d'Hydrogène en décomposant le Bromure de Baryum par l'acide Hydrofluorosilicique. il obtient immédiatement un précipité insoluble de fluorure de Baryum) ce procédé est plus prompt.

On a cru pouvoir employer le Bioxyde d'Hydrogène dans les arts pour blanchir les anciens tableaux qui étaient noircis par le sulfure de plomb déposé à leur surface par la décomposition du carbonate qui entre dans leur contenu — mais le sulfure transformé en sulfate avait bien commencé de blanchir les tableaux on y a renoncé —.

Du Carbone (C)

Vendredi. 23 8bre

Le Carbone ne fut connu comme un corps pur qu'en 1781 par Lavoisier qui avait été conduit à cette découverte par les Expériences de Newton qui en faisant brûler à l'air du Diamant remarqua sa volatilité, les académiciens de Florence firent aussi cette remarque — et plusieurs chimistes français remarquèrent qu'il y avait production de vapeurs d'acide Carbonique. Lavoisier en 1781 répéta ces expériences en recueillant le gaz qui se trouvait produit, il le reconnut pour être de l'acide Carbonique, il conclut alors que le Diamant contenait du Carbone —. Les Expériences successives de Smithson Tennant — Guyton Morveau Allen et Pepys — Davy 1807 — établirent d'une manière positive que le Diamant était du Carbone pur —

Le Charbon tel que nous le connaissons n'est point le Carbone pur, il en contient beaucoup — le Diamant est le carbone pur. toute fois encore sous forme de noir de fumée — de Graphite ou Plombagine — alors c'est gris le noir de fumée n'est point le Carbone pur il contient une huile qu'il faut enlever — Dans l'Anthracite on rencontre le Carbone pur mais en très petite quantité

Le Charbon quoiqu'il n'étant pas le Carbone pur doit être étudié à cause de ses propriétés utiles en chimie — ainsi le Charbon est un corps assez bon conducteur du fluide électrique et de la chaleur quand il a été fortement calciné — en bois quand il est humide il conduit aussi l'électricité — à l'état ordinaire c'est un mauvais conducteur de l'un et de l'autre fluide —.

Le Charbon jouit aussi d'une très grande propriété absorbante pour les gaz — ainsi un charbon incandescent éteint sous le mercure, absorbe 90 parties de gaz ammoniac ~~et~~ 85 de gaz acide Chlorhydrique et une quantité plus ou moins grande des autres gaz. il ne peut absorber qu'une quantité très minime d'Hydrogène (1,75) Tous les gaz absorbés par le charbon seront chassés par une chaleur de 100° à 150° cette condensation des gaz dans les pores du charbon n'opère aucune action chimique de décomposition — ~~le protoxyde~~ d'azote qui est décomposé — le gaz Hydrogène sulfuré qui est aussi décomposé en Eau et soufre. mais il n'y a aucune combinaison avec le ~~Charbon~~ Carbone contenu dans le Charbon

cette absorption ~~ne repais~~ absolument que d'une manière précise que en vertu de la porosité du charbon.
c'est à cette propriété d'absorption que le charbon pour ~~[illegible]~~ manière de désinfecter les matières animales.
cette propriété ~~absorp~~ absorbante du charbon a été étudiée attentivement par M. de Saussure qui a donné les chiffres d'absorption des différents gaz.

+ Employé du charbon bois —

Le charbon possède aussi une grande propriété comme matière décolorante ~~des~~ des substances organiques, il fut employé pour la première fois par Lowitz qui découvrit cette propriété et essaya d'en faire une application dans les arts pour décolorer les solutions de salpêtre brut qui étaient d'ajouter brunes — cette propriété a été étudiée spécialement par MM Bussy Payen Desfosses.

le charbon absorbe le mieux les gaz que l'eau dissout le mieux

il agit en précipitant la matière colorante, et on a remarqué que cette propriété précipitante n'était pas inhérente aux matières organiques, mais le charbon peut aussi précipiter certaines substances métalliques de leurs dissolutions — ~~M.~~ Graham a remarqué pour l'eau de chaux — l'oxyde de [illegible], et d'autres corps, cette action ~~[illegible]~~ n'a pas lieu pour l'acide arsénieux — ~~[illegible]~~

Le charbon ~~ordinaire~~ s'obtient par la calcination des bois ~~ou de~~ certaines matières organiques. — ~~[illegible]~~ le sang, les chairs etc. contiennent beaucoup de charbon.

Le Carbone pur existe dans la nature sous différents états — il est tantôt pur, tantôt isolé plus souvent il est combiné avec les matières organiques animales végétales et minérales.

on le trouve à l'état fossile dans ~~la~~ houille, dans l'anthracite: mais il est généralement moins pur à cet état que dans les végétaux. tous les marbres les pierres calcaires les coquillages contiennent du carbone. qui uni à l'oxygène forme l'acide carbonique qui est partie constituante d'un sel très abondant. le carbonate de chaux. il existe aussi dans l'air dans ce même acide carbonique. Toutes les huiles les alcools contiennent aussi ce corps.

Le Carbone à l'état pur se présente sous trois états. à l'état pulvérulent dans le noir de fumée il est alors noir. — à l'état demi cristallin il se trouve dans le graphite ou plombagine il est gris — à l'état cristallisé et d'une transparence parfaite dans le Diamant.

Le Diamant ou Carbone parfaitement pur — est un solide tout à fait transparent, incolore, il se présente le plus souvent sous la forme octaédrique ~~il~~ il est susceptible d'être clivé et peut être ramené à la forme prismatique — le corps est le plus dur des corps connus il raye tous les autres corps et il coupe le verre et ne peut être rayé que par sa propre poudre — sa cassure est lamelleuse; il est solide très mauvais conducteur de la chaleur et de l'électricité. sa densité est plus forte que celle de l'eau —

~~[illegible] la plombagine ou le [illegible] [illegible]~~
~~[illegible] [illegible] métalliques, mais [illegible]~~

29

~~super.. du poids de la surface sur laquelle était posé~~

Ce corps est infusible aux plus hautes températures. il est fixé quand on le soumet à l'action de la pile + le produit de sa combustion est toujours gazeux.

+ volatil à l'action d'une pile énergique

Le corps a été étudié depuis longtemps, mais il n'y a que le siècle dernier que l'on a été fixé sur sa propre nature [illegible]. les anciens connaissaient ce corps ils le savaient très dur et infusible aux plus forts degrés de température et ils savaient aussi qu'il ne se réchauffait pas. il fut mieux connu plus tard après les expériences des Académiciens de Florence répétées par les chimistes français et plus tard par Lavoisier — et Guyton de Morveau. avant Lavoisier on avait simplement remarqué la volatilité de ce corps chauffé fortement dans une boule de porcelaine. à Florence on l'avait brûlé par l'action d'une forte lentille. Lavoisier reconnut que au contact de l'air de l'oxygène ce corps donnait naissance à l'acide carbonique en décomposant ce gaz et obtint que du charbon en poudre noire. Guyton de Morveau cémenta ce corps avec le diamant et obtint de l'acier.

Mac de charbon contenant produit de charbon dont réduire une certaine partie de Lethargie (Berthier)

Il remarqua aussi que en faisant brûler du charbon et du diamant dans le gaz oxigène il fallait une chaleur également forte. par l'ensemble de ces propriétés il établit que diamant et charbon étaient un même corps.

Les différentes expériences faites par la Combustion de Mr Dumas ont établi d'une manière certaine que ce corps étaient exactement les mêmes que le diamant, ce sont deux états différents du Carbone. on peut classer les différentes variétés du Carbone en Charbon, Graphite et Diamant.

Le Graphite peut être produit artificiellement autrement que au moyen de la pile. on peut l'obtenir parfois dans les hauts fourneaux; la fonte grise abandonne au refroidissement présente des taches de corps lamelleux qui examiné attentivement présente toutes les caractères du Graphite.

Le Charbon ordinaire le Graphite et le Diamant ont toutefois des ~~propriétés~~ densités différentes.

Le Carbone se forme par la décomposition des matières organiques. La décomposition du bois et des matières animales abandonne du charbon.

Quand on fait passer dans un tube incandescent, un corps en vapeur contenant du Carbone ce corps abandonne du carbone [illegible] l'alcool, l'éther, l'essence de thérébentine.

On a démontré que quelquefois dans la respiration humaine il y avait dépôt de carbone dans les poumons principalement chez les [illegible] — les mélanoses sont des dépôts de carbone.

Le Carbone se combine avec une très grande quantité de corps. avec l'oxygène il forme deux corps gazeux. l'oxide de carbone et l'acide carbonique. avec l'hydrogène il forme un oxide de Carbone très [illegible] —.

avec Ox. C forme
oxide de Carbone CO
acide Carbonique CO^2
oxalique C^2O^3
~~croconique~~ C^5O^4
mellitique C^4O^3
rhodizoniques C^7O^7

il se combine aussi avec le chlore, le brome, l'iode l'azote il se combine aussi avec le soufre pour former l'acide sulfocarbonique —

Le Carbone pur n'a d'usages que celui du diamant —

Le Charbone a au contraire grand usage — chauffage poudre à canon mêlé au soufre et au nitre — noir de fumée — entre dans la composition des caractères d'imprimerie — combiné avec fer il constitue l'acier —

Employé comme absorbant, décolorant, filtre, etc.

Oxide de Carbone (CO)

Découvert il y a une [illegible] années [illegible] avant dix-septième — avant cette découverte Priestley avait remarqué que dans la réduction des oxides métalliques au moyen du charbon il ne se formait pas que de l'acide carbonique, il se formait aussi un gaz inflammable dans la réduction de l'oxide de zinc — la nature de ce gaz fut reconnue tout à la fois en France par nos chimistes et à Londres et en Angleterre par M. Cruickshank.

Gaz incolore inodore insipide sans action sur le tournesol, étant brûlé au contact des corps en combustion s'enflamme et brûle avec une belle flamme bleue produit de la combustion est l'acide carbonique — l'eau le dissout faiblement —

Irrespirable et la chaleur ne l'altère aucunement il est sans action pour le gaz oxygéné à la température ordinaire. A la température rouge il se combine avec ce gaz pour donner naissance à l'acide carbonique en agissant dans l'eudiomètre on remarque qu'il absorbe un volume de gaz oxygène égal à la moitié de son volume.

Indécomposable par le charbon le phosphore le soufre l'hydrogène — l'azote —

Découvert les acides chlorocarbonique[+] iodocarbonique — ~~Bromocarbonique~~.

[+] représente un deux vol. avec l'eau il se décompose en ClH et CO^2

Préparation —

1° Oxalate de plomb chauffé dans une cornue de verre. $\bar{O}PbO = CO + CO^2 + PbO$. décompose en oxide de carbone acide carbonique protoxide de plomb — acide carbonique est absorbé par la potasse et le gaz est pur — [illegible] agir de même avec l'oxalate de zinc —

2° décomposition de l'oxalate de potasse par l'acide sulfurique $1\ \bar{O}KO + 5\ SO^3$ [illegible] agir directement sur l'acide oxalique du commerce

3° Limaille de fer et carbonate de baryte ~~[illegible]~~ $Fe + CO^2BaO = FeO, BaO + CO$.

4° Zinc et charbon chauffé au rouge (oxide) $ZnO + C = CO + Zn$

5° ~~Oxalate de plomb~~ formiate de cuivre décomposé par l'acide sulfurique —

7e acide carbonique provenant de la combustion du charbon ... 31

acide lactique par acide sulfurique ... chlore ...
procédé de ... sucre et acide sulfurique

acide Carbonique (CO^2)

connu d'abord sous le nom de gaz — air fixe, air fixé — acide méphitique — acide aérien — acide crayeux.
Van Helmont fut le premier qui découvrit que les pierres calcaires laissaient dégager quelquefois un gaz qu'il appela gaz — Hales vit ensuite que cet air faisait partie constituante de ces pierres. chercha à déterminer combien elles en contenaient — Black découvrit que ce gaz était absorbé par les alcalis, la chaux, qu'il les neutralisait et leur donnait la propriété de faire effervescence avec les acides — Priestley, Macbride ... en soupçonna l'existence dans l'atmosphère — Bergmann, Cavendish, Jacquin, Fontana l'étudièrent successivement. mais Lavoisier en 1776 en détermina les premiers constituants et les proportions que confirmèrent plus tard ... Allen et Pepys Théodore de Saussure, Guyton de Morveau. Davy

Gaz incolore ... saveur légèrement aigre d'une ... piquante. rougit faiblement le tournesol éteint les corps en combustion. asphyxie les animaux.
plus pesant que l'air — grotte du chien. peut être transvasé dans une éprouvette. — on le trouve partout jusqu'à la partie supérieure de l'atmosphère. les gaz se mêlent depuis ... de Berthollet. M. de Saussure l'a trouvé ... sur les hautes montagnes.
Résiste à la plus forte chaleur —
peut être liquéfié. — 30 à 40 atmosphères
Azote et azote dans acide ... — devient ... et ...
décomposé par l'hydrogène et le carbone
$CO^2+H = CO+HO$ — $CO^2+C = CO+CO$ ... en passant
à travers ... température
peu soluble dans l'eau qui en absorbe d'autant plus que la pression est forte et la température basse
et s'échappe de cette eau proportionnellement à la diminution de pression :
Eau saturée de ... ayant pression ...
peut ... d'acide carbonique
Préparé en décomposant les carbonates par un acide plus fort que CO^2
État naturel — ... calcaires — gazeux
... dans l'eau — carbonates

Acide Oxalique

Preparation

1° Double decomposition de l'oxalate acide de potasse par acetate de plomb — cet oxalate de plomb est traité par l'acide sulfurique — precipité de sulfate de plomb — acide oxalique reste dans la liqueur — L'excès d'acide sulfurique est precipité par de la litharge ou mieux par de nouvel oxalate de plomb —. Evaporation des liqueurs donne l'acide oxalique —. L'excès de plomb est chassé par un courant d'acide sulfhydrique —.

Deux modifications faites au procédé.

1° Precipiter seulement l'excès d'acide sulfurique par la baryte.

2° Traiter seulement l'oxalate de plomb par l'acide sulfurique

2° decomposition du sucre au moyen de l'acide nitrique — sucre 1 acide nitrique à 32° 6 parties

~~On~~ chauffe d'une cornue ~~....~~ tubulée l'acide distille et on le reverse ~~....~~ à la surface du liquide

Dans cette operation l'acide oxalique se fait par la combustion au moyen de l'oxygène de l'acide nitrique, d'une partie de l'hydrogène et de Carbone du sucre — Il se fait de l'eau, de l'acide Carbonique des oxides d'azote qui se dégagent — et il se produit dans le résidu de l'acide nitrique mêlé d'acide nitreux.

Plusieurs cristallisations alterne prive l'acide oxalique de la petite quantité d'acide nitrique qu'il pouvait retenir —

3° Mr Robiquet le prepare en faisant réagir l'acide nitrique sur l'amidon — La théorie de l'operation est la même que pour la precedente dans cette operation on ajoute l'acide en plusieurs fois —

Lundi. 27 8bre

Du Bore (Bo)

Historique. Le Bore fut découvert en 1809 par mm Gay Lussac et Thenard, a la même époque Davy l'obtenait aussi en angleterre.

Anciennement le Bore était extrait du Borax qui venait des Indes; maintenant on trouve ce sel en Europe dans le nord de l'Italie —

Séparation. 1° Ce corps fut obtenu par mm Gay Lussac et Thenard en décomposant ~~par~~ le Potassium l'acide Borique en poudre fine et rendu anhydre par la fusion. le mélange était placé dans un tube de verre et on chauffait jusqu'au rouge naissant —

Dans cette opération l'oxigène de l'acide Borique se unit au potassium pour former de la potasse qui se combinant avec une partie de cet acide non décomposé forme du Borate de potasse qui enveloppe le Bore, que l'on sépare par la solution du sel dans l'eau —

Ce procédé relativement à la quantité de potassium employé donne peu de Bore; L'acide Borique n'est pas entièrement décomposé tant à cause de la grande quantité d'Oxygène qu'il contient que parce qu'on ne peut l'employer parfaitement anhydre. Il absorbe toujours un peu d'humidité quand on le pulvérise — C'est aussi à la ~~form~~ formation d'eau pendant l'opération qu'on attribue la vive lumière que l'on remarque.

2° Un autre procédé de séparation du Bore est dû a Mr Thompson qui agit ainsi: Il pulvérise grossièrement l'acide Borique vitrifié et il le mélange par couches dans un creuset de fer avec du potassium aplati. Il ferme son creuset avec un couvercle et chauffe modérément à la lampe a alcool — puis au moyen de l'eau il sépare le Borate de potasse formé et l'acide Borique qui n'a pas été décomposé —

acide Borique + charbon + courant de chlore = $Cl^3 Bo$

3° On peut encore séparer le Bore en se servant du sel qui se forme quand on sature a froid cet acide fluorhydrique liquide avec cet acide Borique; et versant de cette liqueur goutte à goutte dans une solution de fluorure de potassium jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité le sel obtenu est séché a la chaleur rouge puis mêlé avec du potassium dans un tube de fer ou de verre — le mélange se fait en liquéfiant ~~prét~~ préalablement le potassium a l'aide de la chaleur, et on le mélange en cet état avec le sel en poudre fine — Ce mélange doit être fait a parties égales ou encore mieux (29,4 K pr 39,5 de sel)

Mr. Dorbereiner acide Borique décomposé par le Carbonate de Soude et charbon

on chauffe ce mélange jusqu'au rouge naissant et alors le Bore se réduit sans le moindre bruissement et on a pour résidu du fluorure de potassium et du Bore

le fluorure est dissous par l'eau le Bore reste —

Mr Girardin décomposition du Borate de soude par quantité de ClH équivalente a celle de SO^3 ClH plus stable que $SO^3 NaO$

Il est bon d'employer un léger excès de potassium

Propriétés. — (54)

analogies avec le silicium
combinaisons avec le Fl.
acide fluoborique fluosilicique

Ce corps est solide, sans saveur, sans odeur, sans pouvoir
de pouvoir d'une bonne soudabilité — plus pesant que l'eau.
Ce corps est soluble dans l'eau et cette solution
est jaune ayant une teinte verdâtre — Quand
on y verse une solution assez ammoniacale cette
solution se trouble alors puis laisse précipiter le
Bore — Évaporé à siccité cette solution laisse
le Bore sous la forme d'une couche d'un brun
d'une couleur verte jaunâtre qui par la parfaite
dessiccation devient opaque et [illegible]
alors le Bore se réduit en poudre grossière.
Ainsi dans le vide le Bore peut être exposé [illegible]
soluble dans l'eau; c'est jusqu'à présent le
seul corps élément à la fois solide et non volatil qui
soit soluble dans l'eau — cette propriété paraît
indiquer que le Bore peut affecter divers états allo-
tropiques — un prend naissance quand le Bore
réduit par un excès de potassium se combine avec
un excès de [illegible] qu'on lui enlève par l'eau
c'est-à-dire par l'oxydation aux dépens de l'eau.
L'autre état est produit quand le Bore se trouve
exposé seul à l'action de la chaleur rouge.
Le Bore n'est point conducteur de l'électricité. On
ne sait s'il peut devenir électrique par frottement.
Il salit beaucoup les doigts — Dans l'eau bouillante
les acides les alcalis ne lui font éprouver aucun
changement. Si avec l'acide nitrique et l'eau
régale qui se décomposent en se faisant passer
à l'état d'acide borique — Chauffé dans le vide
ou dans des gaz qui n'ont pas d'action sur lui, la
chaleur étant portée au rouge blanc, il se racornit
prend une couleur plus foncée, et devient
assez dense pour se précipiter au fond de l'acide
sulfurique concentré — très grande affinité pour le
gaz oxygène — Chauffé à l'air il s'enflamme à
une température un peu moins haute que celle de l'huile
bouillante — lumière très vive et projette
des étincelles comme la poudre de charbon — Combustion
encore plus vive dans le gaz oxygène — Combustion
visible flamme verdâtre à sa surface — la combustion
n'est jamais complète dans aucun de ces deux gaz
parce que l'acide borique qui se forme enveloppe le
Bore et empêche sa combustion — autrefois on
trouvait un oxyde de Bore non brûlé quelque
temps [illegible] de l'oxyde de Bore, mais [illegible] pas
été démontré — le Bore se trouve dans le même
état de condensation que le Bore après sa calcination.
métalliques et peut [illegible] le Bore commence à rougir
et détone violemment comme par explosion
Chauffé avec des carbonates alcalins et toute cette
dépendance de l'acide carbonique du carbone [illegible]
volatilisé [illegible] — Le Bore s'oxyde aux
dépens de l'oxygène de l'eau — lorsque [illegible]
la fin de l'opération [illegible] le Bore non réduit.

+ dans les parties il est phosphorescent

par l'eau bouillante, avec l'acide nitrique et l'eau régale le Bore s'oxide parfaitement mais il ne forme jamais que de l'acide Borique.

Il ne forme point avec l'hydrogène de combinaison déterminée. Suivant Davy l'hydrogène qui se dégage de l'eau dans sorte Bore réduit avec un excès de potassium contient des traces de Bore — Gmelin assure que lorsqu'on dissout du Borure de fer dans l'acide chlorhydrique, on obtient un gaz hydrogène exhalant une odeur analogue à celle de l'asa fœtida, qui met à l'eau de chlore devient trouble et marque par l'acide Borique — il ne contient que très peu de Bore.

Soufre — un plus sulfuré

Le Bore s'unit — au soufre, au chlore, au fluor —

Acide Borique (BO^3)

Historique — Ce corps fut découvert en 1702 par Homberg en distillant du Borate de soude avec du sulfate de fer — il fut extrait des Borate de soude par le moyen des acides par Lemery; il est regardé comme un corps simple jusqu'en 1808 — il prit alors le nom d'acide Borique, jusque là il fut appelé sel sédatif ou narcotique. Dans acide Boracique parce qu'on le retirait du Borax.

État — Longtemps l'acide Borique fut extrait par la décomposition du Borax qu'on faisait venir des Indes — en 1776 il fut découvert par Hoefer et Mascagni dans les petits lacs de Castel nuovo, Monte Cerboli et Chercharajo en Toscane — on prétend que l'eau de ces lacs en contient jusqu'à 2%. On l'a aussi trouvé dans le cratère de Vulcano.

Acide Borique dans la nature à l'état de vapeur dans l'eau — on contient de l'eau — S^3H^3 — BO^3 — SH^3 se dégage

Préparation — Mr Payen fait remarquer qu'on peut parfaitement l'obtenir en purifiant l'acide naturel par voie de cristallisation — On l'extrait du Borate de soude du commerce: on le fait dissoudre à chaud dans cinq à six fois son poids d'eau, quand la dissolution commence à bouillir, on y verse alors peu à peu de l'acide sulfurique de manière que la liqueur soit d'une acidité sensible au papier de tournesol — par le refroidissement de la liqueur l'acide Borique mis en liberté se précipite sous forme de paillettes et même de lames au peu larges — sépare par filtration — ainsi obtenu l'acide Borique contient encore du sulfate de soude et une matière grasse, on le purifie alors en le faisant fondre dans un creuset de Hesse après avoir été séché dans une bassine d'argent — il est alors employé non assez pur à la cristallisation — quand il est en état de fusion tranquille on le coule on le redissoudrait puis on le fait fondre après une nouvelle cristallisation — il faut le conserver à l'abri du contact de l'air pour éviter son efflorescence qui pourrait être très prompte

(36)

Propriétés — L'acide Borique est solide, incolore, inodore, saveur faible, rougit faiblement le tournesol. Dissous dans l'eau chaude, cristallise par le refroidissement quand il est pur en petits prismes sous la forme rapport ici encore bien observée — quand il est mêlé à un peu de matière grasse, selon Mr Robiquet, il cristallise en paillettes.

à l'action de la chaleur il se fond en un verre incolore et transparent qui est efflorescent. au dessus de la chaleur rouge il subit la fusion pâteuse et à une chaleur très forte il est assez liquide pour former un beau comme un verre, volatil à aucun degré de température.

L'acide Borique vitreux et légèrement humide est décomposé par une pile assez forte et dont les pôles sont très rapprochés l'un de l'autre, Davy a remarqué au pôle négatif une petite tache brune qu'il considéra comme étant un dépôt de Bore mais cette quantité est très minime —

déplace les acides volatils jusqu'au rouge quand on le calcine avec les sels formés par ces acides. $BO^3 + SO^3NaO = BO^3NaO + SO^3$

L'acide Borique est sans action ni à chaud ni à froid sur le gaz oxygène et l'air bien secs — si ces gaz étaient humides ils s'effleuriraient.

Indécomposable à toutes températures par le Carbone. chauffant fortement dans un tube de porcelaine un mélange d'acide Borique et de Carbone puis on fait passer un courant de chlore, on obtient un dégagement assez oxyde de Carbone et acide Carbonique et il se produit un chlorure de Bore gazeux —

le Potassium et le Sodium le décomposent.

Il est soluble dans l'eau en petites quantités —

à +10° l'eau en prend 0,03. à +100° l'eau en prend 0,08.

Il est un peu soluble dans l'alcool et quand on fait brûler cet alcool qui le tient en dissolution, la flamme est colorée en vert. on reconnaît aisément l'acide Borique à ce caractère —

Composition — Ce corps se compose en volume de
3 Oxygène et 1 de Bore

en poids — selon Davy — 27 Bore
73 Oxygène —

selon Berzelius — 74,17 Oxigène
25,83 Bore

selon Soubeiran — 73,614 Oxygène
26,386 Bore

l'eau dans l'acide Borique cristallisé entre comme 44%. si on chauffe la moitié de cette eau se volatilise d'abord l'autre moitié se volatilise beaucoup plus tard — Mr Berzelius la considère comme jouant le rôle de Base

Usages — L'acide Borique ne s'emploie que pour fondre et analyser les pierres gemmes contenant de la potasse ou de la soude — pour faire la plupart des Borates. fabrication du Borax artificiel — Vernissage des Poteries.

Employé autrefois en médecine comme sédatif.

du Brome (Br)

Historique et découverte — Le Brome fut découvert en 1826 par Mr Balard dans les eaux mères des marais salans, et des soudes de varech de la Méditerrannée - dans lesquelles il était à l'état de combinaison soit avec le potassium le sodium et plus souvent avec le magnesium, avec lesquels il constitue des Bromures.

Propriétés — Vu en masse le Brome est d'une couleur brune foncé, comme noire, quand on le regarde entre les couches minces, il est d'une couleur rouge hyacinthe son odeur très forte (βρωμος, fétide) est analogue à celle du Chlore et beaucoup plus forte. Sa saveur est très forte, et il est d'une densité plus forte que celle de l'eau.

Il peut être solidifié à $-18°$ à $-20°$: il constitue alors une masse d'un gris de plomb, brillante lamelleuse facilement pulvérisable.

Il entre en Ebullition à $+47°$ et sa vapeur a la même aspect que la vapeur nitreuse, cette vapeur éteint la flamme d'une bougie et tout d'abord lui communique une couleur verte.

Il a une action très marquée sur les matières organiques - analogue à celle du Chlore, mais moins prompte et le blanchit.

L'action du Brome sur les autres corps est ~~semblable~~ à celle du Chlore et de l'Iode.

avec l'oxigène le Brome forme un acide Bromique BrO.
avec l'Hydrogène le Brome forme un acide Bromhydrique BrH
il a beaucoup plus d'affinité pour se combiner avec l'Hydrogène quand ce gaz est à l'état de combinaison que lorsqu'il est à l'état libre.

Il est peu soluble dans l'eau et même à peu près insoluble. il est beaucoup plus soluble dans l'alcool.
Il est complètement soluble dans l'Ether.

Préparation — Mr Balard a séparé le Brome en traitant par le Chlore les Eaux mères des soudes de varech de manière à déplacer le Brome de ses combinaisons avec les metaux, et il s'empara du Brome par l'Ether cette solution éthérée de Brome étant dans un état liquide - il obtient le Brome privé de l'Ether en traitant la liqueur par de la potasse caustique qui s'unit au Brome pour former un Bromate de potasse et un Bromure de potassium - il traite ces deux composés par du peroxide de manganèse en poudre fine et de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau - il se forme du sulfate de potasse et il distille dans une cornue

de verre muni d'une allonge dont l'extremité vient plonger dans un récipient plein d'eau froide dans laquelle les vapeurs de Brome se condensent et le Brome se ramasse en gouttelettes au fond du récipient — on obtient le Brome anhydre en le distillant sur du Chlorure de calcium

La potasse peut dans cette opération être emportée d'un peu de Chlore qui distillerait avec le Brome, mais le Chlore se dissoudrait dans l'eau dans laquelle le Brome est insoluble

On emploie le peroxyde de manganèse pour empêcher la décomposition de l'acide sulfurique par la potasse on pourrait avoir un dégagement de gaz acide sulfureux, ~~esp~~.

Mr Desfosses a donné un autre procédé de séparation du Brome; dans ce procédé il recueille au fond dans les eaux mères de soude de varech une digestion de chaux éteinte jusqu'à ce que tout le magnesium soit précipité du Bromure à l'état de magnésie — Sans cette précaution on pourrait avoir un dégagement de Brome à l'état d'acide Bromhydrique, parce que le Bromure de magnesium entraîné par les vapeurs d'eau pendant l'ébullition des liqueurs serait décomposé de la manière du Chlorure de magnesium par la vapeur d'eau en acide Bromhydrique et magnésie —

Quand Mr Desfosses a précipité toute la magnésie par la chaux, il filtre et concentre les liqueurs par l'évaporation — puis il les mêle avec un peu de peroxyde de manganèse et d'acide Chlorhydrique Il distille alors jusqu'à l'ébullition parce que ainsi a cet instant les vapeurs rutilantes ont cessé et le Brome a passé à l'état de vapeurs —

Dans cette opération il passe toujours un peu de chlore avec le Brome, pour les séparer on traite par la Baryte hydratée le mélange à former un Chlorure et un Bromure de Baryum — on évapore à siccité, on calcine pour [illegible] ~~ce mélange~~ pour décomposer le Bromure de Baryum puis [illegible] pulvérulent est repris par l'alcool [illegible] qui dissout le Bromure de Baryum et ne dissout pas le Chlorure de Baryum.

Seulement séparer le Brome de chlore ~~[illegible]~~ on agite tout le liquide avec de l'ether, qui dissout le Chlorure de Brome, puis on traite cette dissolution d'ether ~~de Brome~~ par l'eau et par petites portions, le chlore est transformé en acide Chlorhydrique que l'eau entraîne par les lavages — il se fait au moyen de la potasse comme dans le premier procédé, l'ether qui est uni au Brome —

Si la dissolution de Chlorure de Brome est saturée de Chlore, elle doit être dans une liqueur saline, et puis distillée avec précautions, puis décolorer par la potasse la portion de cette

distillation — on forme alors un Bromate en Potasse mêlé à du Chlorure de Potassium et du Chlorate de Potasse — et décompose ces deux corps par l'azotate d'argent, il se forme alors un précipité insoluble de Chlorure d'argent qu'il faut laver et mettre en digestion avec l'eau de Baryte — la liqueur contient alors du Bromate de Baryte dans quelle Chlorure d'argent s'est décomposé — cette eau de Baryte étant évaporée on obtient un Bromate de Baryte cristallisé qu'on lave avec l'alcool à 84° — ces cristaux calcinés donnent du Bromure de Baryum qu'on traite par le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique étendu d'eau comme dans le premier procédé —

Bromoforme C^2, H, Br^3

Acide Bromhydrique (BrH)

Corps gazeux, incolore, odeur piquante, suffocante, saveur très caustique — densité égale à la moitié ~~de~~ de l'hydrogène et de la vapeur de Brome — éteint les corps en combustion, ~~rougit~~ la teinture de tournesol.

Exposé à une haute ~~température~~ il ne produit aucune altération, même sous l'influence du gaz oxygène — humide au contact de l'air il répand des vapeurs épaisses blanches semblables à celles de l'acide Chlorhydrique, il se combine avec l'eau contenue dans l'air, pour laquelle il a une très grande affinité — il est par conséquent très soluble dans l'eau qui en prend 400 à 500 fois son volume.

Décomposable par le Chlore seul parmi les métalloïdes. Plusieurs métaux le décomposent entr'autres le Potassium mais alors il y a combinaison du métal avec le Brome formation du Bromure et dégagement d'hydrogène —

Il se combine avec le phosphore d'hydrogène pour former un composé capable de cristalliser en cubes.

Pour préparer ce corps, on prend du Bromure de Phosphore qui est un composé stable, on le met dans un tube et on y introduit de l'eau, cette eau est immédiatement décomposée, et on obtient de l'acide Bromhydrique et de l'acide de Phosphore et faut le recueillir sur le mercure.

Il est composé de 1/2 volume de vapeur de Brome pour 1/2 volume de gaz hydrogène —

Un autre procédé de préparation de cet acide est de mélanger le Brome avec un peu d'eau et de faire passer dans ce mélange un courant de gaz hydrogène sulfuré, jusqu'à ce qu'il y ait un dégagement sensible de ce gaz — l'acide Bromhydrique se forme aux dépens de l'hydrogène du gaz hydrogène sulfuré et il y a dépôt de soufre —

(10) 29 8bre

du Phosphore

Historique et Decouverte.

Le Phosphore fut découvert en 1669 par Brandt alchimiste de Hambourg qui voulant appliquer l'extrait d'Urine à l'extraction des métaux, en chauffant un mélange de cette extrait d'Urine avec un métal, il obtint un corps qui s'enflammait à l'air, c'était le Phosphore — il en envoya un échantillon à Kunkel qui le montra à son ami Kraft de Dresde, lequel alla à Hambourg acheter le secret de sa préparation moyennant 200 Dollars — Kunkel ne pouvant connaître le secret tenta de préparer le Phosphore par lui-même à l'espérance, il y réussit en 1674. — Cette préparation fut cachée jusqu'en 1737 époque à laquelle un étranger vint à Paris et l'exécuta devant quatre commissaires nommés par l'Académie — elle fut alors rendue publique et Rouelle prépara le Phosphore à son cours en 1737. en décomposant par la chaleur l'Urine putréfiée — on le prépara aussi longtemps quelques années après Margraff conseilla d'ajouter dans cette urine épaissie un sel de Plomb. Il fut considéré longtemps comme un corps très précieux jusqu'à ce que en 1769 Gahn le découvrit dans les os et publia avec Scheele un procédé de préparation qui permit de s'en procurer des quantités considérables — c'est le même procédé un peu modifié que l'on suit aujourd'hui. Divers chimistes ont étudié le Phosphore. Entre autres Pelletier qui le combina avec le soufre et beaucoup d'autres métaux, Lavoisier fit connaître ses combinaisons avec l'oxigène — Dulong et Davy ont fait connaître ses divers acides — Berzelius leurs combinaisons [illegible] [illegible]

État — savoir dans les os des animaux, la cervelle, l'urine —

Préparation 1° Le Phosphore fut d'abord préparé en calcinant à une forte chaleur, de l'Urine desséchée —

2° En précipitant de l'Urine fraîche par du nitrate de Plomb on forme un phosphate de Plomb qui est facilement décomposable par le charbon à l'aide d'une forte chaleur. L'inconvénient du Phosphate de Plomb est d'exiger une trop grande force de chaleur pour être réduit — En précipitant l'Urine par un sel de mercure, la réduction du Phosphate de mercure serait plus aisée —

3°. Quand on veut obtenir du Phosphore en petite quantité on peut parfaitement décomposer l'acide phosphorique par le charbon à l'aide de la chaleur —

4°. Le Procédé le plus employé pour préparer le Phosphore en grand, dans le commerce, est celui qui consiste à la décomposition du Phosphate acide de chaux par le charbon à l'aide d'une forte chaleur — voici comment il faut

conduire l'opération — On prend des os de bœufs au moutons, et on les calcine à blanc, puis on les réduit en poudre fine; ces os parfaitement en poudre sont mis dans un baquet. On y ajoute un peu d'eau en bouillie ayant liquide, puis on verse une quantité donnée d'acide sulfurique, et on agite le mélange avec un bâton, il se produit d'abord une effervescence très vive due au dégagement d'acide carbonique provenant de la décomposition du carbonate de chaux des os — Il y a alors formation d'un sulfate de chaux formé aux dépends du carbonate et d'une partie de la chaux du phosphate qui devient alors phosphate acide — On dissout alors ce phosphate acide de chaux dans l'eau chaude, puis pour le séparer du sulfate qui pourrait en être dissous en partie, on évapore la liqueur en consistance sirupeuse, par la concentration le sulfate de chaux se dépose, on le sépare alors par filtration, la liqueur ne contenant que du phosphate acide de chaux en dissolution — cette liqueur est parfaitement claire alors on la concentre de nouveau, et quand elle est en consistance sirupeuse, on fait une pâte très intime avec du charbon en poudre, le 1/4 du poids de la liqueur. puis le mélange est calciné au rouge dans une bassine de sorte de sécher parfaitement — et pour en ôter complètement. le mélange bien séché est alors introduit dans une cornue de grès lutée au dehors, et placée dans un four à réverbère, on chauffe cette cornue de manière à la porter graduellement à la chaleur rouge, ce qu'il faut chauffer pendant 2 heures; quand cette cornue est bien à la chaleur rouge, on l'entretient alors à cette température, on ajoute du charbon à bords ouverts dans le fourneau, le phosphate acide est attaqué par le charbon qui décompose l'acide phosphorique, il y a formation d'oxyde de carbone et d'acide carbonique, et le phosphore décomposé se rend au fond d'un vase plein d'eau, par un tube de cuivre qui est parfaitement adapté au col de la cornue. Un flacon est adapté au tube qui conduit au dehors les gaz qui se dégagent en vapeurs dissoutes.

Le phosphore ainsi obtenu n'est pas pur, il faut alors le débarrasser des impuretés qu'il contient, on le fait passer à la ... en le faisant passer à travers une peau de chamois, cette opération se fait dans l'eau chaude. Le phosphore ainsi obtenu pur est coulé en cylindres. cette opération se fait en aspirant légèrement le phosphore liquéfié et placé dans l'eau chaude, au moyen d'un tube

de verre, dont le diamètre intérieur est de la grandeur dont on veut obtenir les bâtons de Phosphore, puis ce Phosphore en cylindres, est ~~plongé~~ immédiatement porté dans l'eau froide où il se solidifie —

Dans certains laboratoires on purifie le Phosphore en le faisant subir une seconde distillation dans une cornue de verre.

Pendant tout ~~le temps~~ de l'opération il y a un dégagement de gaz oxyde de carbone et d'hydrogène phosphoré qu'il faut diriger pour la conduite du feu.

9°. Mr. Woehler, dégage le Phosphore par la décomposition du charbon animal, par la chaleur et l'intermédiaire du sable quartzeux fin et aussi d'un peu de charbon ordinaire

Le procédé est fondé sur ce que le charbon, incapable de décomposer par lui même le phosphate de chaux, opère néanmoins cette décomposition, par la présence de la silice qui tend à se combiner avec la chaux.

Il fait un mélange de charbon d'os calcinés, avec du sable quartzeux en poudre fine, et de charbon ordinaire et opère dans des cylindres d'argile réfractaire placés dans un bon fourneau et à l'orifice desquels on adapte une allonge de cuivre qui sert à conduire le Phosphore dans un vase contenant de l'eau froide. —

Propriétés

Le Phosphore, est un corps solide, d'une consistance comparable à celle de la cire blanche, il est très diaphane mais cependant légèrement jaunâtre, il est aussi ductile, très tendre, et parfaitement rayé par l'ongle, quand il a été refroidi il est cassant, sa cassure est tout à fait compacte, vitreuse, sans apparence de cristallisation — on est cependant parvenu à le faire cristalliser, en le laissant se refroidir tranquillement après qu'il a été fondu, cette expérience doit être faite dans un milieu non inflammable; on opère dans l'huile de naphte qu'on a désoxydé à chaud; quand il a été refroidi il prend une forme de cristaux que Mr Mitscherlich a remarqué être des dodécaèdres rhomboïdaux; —

Il fond à + 44°,5 et quand il est devenu liquide il se trouble par le contact de l'air; et quand il est exposé à une chaleur de + 60° à 70° et qu'il est refroidi subitement, il devient noir, refroidi lentement il reste incolore et transparent — ~~couleur~~ il peut reprendre cette couleur par une nouvelle fusion et un refroidissement lent

Le Phosphore entre en ébullition à + 290° (290°) et il produit une vapeur incolore, d'une densité plus forte que celle de l'eau. — Ce corps est éminemment inflammable et c'est même à cause de cette propriété qu'il a reçu son nom, (φως φερω) je porte lumière) — il est lumineux dans

Surfusion cassant 1/600. Couche blanche à la surface du Phosphore est hydrate de Phosphore

pulvérisation du Ph. ammoniaque (Urée) (Bodger)

Corps qui empêchent le Ph. de luire dans l'obscurité — Acide hydro. carboné [illegible] liquides en gaz — Baume [illegible] par [illegible]

rouge par l'action de la lumière, même dans les gaz qui n'ont aucune action sur lui tels que l'azote et le vide.

ne brule pas entièrement dans ardeur parceque se recouvre d'une couche de Ph.° qui s'oppose à sa combinaison

l'obscurité. à cause de sa grande tendance à se combiner avec l'oxigène de l'air, il brule dans ce gaz et le produit de cette combustion donne de la clarté.
L'odeur du Phosphore est particulier à ce corps, elle est très desagréable.

Irrésistiblement attaqué après par Ac. Phos. dans des vases ouverts — ... lentement ... dans des vases ... avec Ac. Ph. bouillant complètement décomposé Ph.° se dégagent d'azote moyens d'analyse de l'air

En contact avec l'air, le Phosphore se consume peu à peu, en se combinant avec l'oxigène de l'air, pour former de l'acide Phosphorique.
quand on le soumet à l'action de la chaleur, il s'enflamme rapidement et brule ~~rapidement~~ avec flamme livide, et donne naissance à des fumées blanches épaisses d'acide Phosphorique qui ... en faisant bruler le Phosphore sous une ~~..~~ cloche ~~..~~ les vapeurs d'acide Phosphorique se condensent sur les parois de la cloche — il est alors à l'état anhydre.

combustion du Phosphore dans l'air ou le gaz oxygène, lumière vivace — acide Phos ... acide du ... acide ... du Phosphore.

Si on vient à accumuler la chaleur produite par la réunion de plusieurs bâtons de Phosphore, qui se consument à l'air, on peut produire un degré de chaleur capable de fondre le Phosphore et d'en déterminer l'inflammation.
le Phosphore est lumineux à toutes les températures, et dans l'air il luit même au-dessous de 0. Dans l'oxigène il peut être lumineux à — 20°.

Phosphore dissous dans ... alcool — ... au contact de la lumière

Conservé sous l'eau il s'oxyde aux dépens de l'oxigène de cette eau, se convertit en acide Phosphoreux et on voit l'Phosphorique, et l'eau devient acidule, et acquiert la propriété de luire dans l'obscurité. phénomène inexpliqué, il est ... que l'eau soit très ~~...~~ au contact de l'air.

Phosphore chauffé dans ... pour ... se combinant avec ... Ph Pt.

Le Phosphore se combine avec l'oxigène pour donner naissance à une combinaison non acide et ~~...~~ quatre combinaisons d'acides.

PhO
PhO^2
PhO^3
PhO^5 { Phosphat ... ...

il se combine avec un grand partie des métalloïdes et des métaux.

Hydrogène Phosphoré

En 1783. Gengembre ~~...~~ bouillir du Phosphore dans de la potasse pour obtenir un gaz qui s'enflammait spontanément à l'air; ce gaz fut reconnu ou attention et on trouva qu'il suffisait de le conserver sur l'eau ou sur le mercure pour lui faire perdre sa propriété caractéristique — ~~...~~ le gaz laissait déposer une ~~...~~ ... de Phosphore à la surface du liquide isolant ou sur les parois de la cloche ~~...~~ l'inflammation de ce gaz par la formation et ou autre Phosphure d'hydrogène moins riche en Phosphore.
Plus tard Davy trouva qu'en faisant bouillir une dissolution concentrée d'acide Phosphoreux on obtenait un gaz qui n'est point inflammable spontanément. Divers analyses de ce gaz furent faites par Henri Rose et Dumas qui tous deux trouvèrent une composition différente

Dumas. avait trouvé que le gaz de Davy était PhH^3
et le gaz spontanément inflammable PhH^2. Henry Rose
trouva au contraire que le gaz spontanément inflammable
est PhH^3 et que le gaz de Davy était un mélange de deux
gaz inflammable et non inflammable — il démontra
que ces gaz ne sont que des modifications isomériques
Henry Rose parvint aussi à transformer ces deux gaz l'un
dans l'autre — Mr Berzelius pensait que ce n'était qu'un
seul gaz hydrogène phosphoré affectant deux modifi-
cations allotropiques — Le gaz spontanément inflammable
et le gaz non spontanément inflammable

introduisant certains corps — S.C. dans PhH^2 il perd la propriété inflammable

Le gaz spo. inflammable avait été nommé Sesquiphosphure
d'hydrogène —

Le gaz non inflammable avait été nommé protophos-
phure d'hydrogène —

Hydrogène non inflammable devient inflammable en passant dans l'eau à 100°. de même si dans AzH^3 ... également élévation de température.

Le dernier se préparait par la réaction de la phosphore
sur l'hydrate de chaux, mélange chauffé dans une
cornue de verre

les seconds en chauffant une dissolution concentrée
d'acide hypophosphoreux et même d'acide phosphoreux
et hypophosphoreux —

La décomposition du gaz hydrogène phosphoré sponta-
nément inflammable laisse pour résidu une poudre
jaunâtre ayant odeur de phosphore. ce corps fut étudié
par Leverrier et nommé phosphure d'hydrogène solide —

Mr Paul Thénard. dans un travail fort intéressant
publié dans les Comptes rendus, a démontré d'une
manière exacte la constitution des hydrogènes
phosphorés, il compléta les théories de Henry Rose
que Mr Leverrier avait appuyées en découvrant le phosphure
d'hydrogène solide —

Mr Paul Thénard. découvrit un nouveau phosphure
d'hydrogène. le phosphure d'hydrogène liquide — qui serait
la source des deux autres phosphures — le phosphure
liquide en quantité très minime communique au gaz non
inflammable la propriété d'inflammation spontanée,
est décomposé par certains corps il constituerait le phosphure
d'hydrogène solide.

Les corps obtenus par la décomposition du phosphure
de calcium dans l'eau avaient compris —

Phosphure d'hydrogène solide — Ph^2H —
Phosphure d'hydrogène liquide — PhH^2
Phosphure d'hydrogène gazeux PhH^3

Pour préparer ces phosphures Mr Paul Thénard
décomposait dans l'eau du phosphure de calcium
Et pour cela préparait lui-même le phosphure
de calcium. au contact de l'air il décompose
le phosphure en calcium est de même —

Phosphure liquide —

décomposé en Hydrogène qui se combine au Phosphore et en Oxygène qui s'unit au ~~Calcium~~ — le Phosphure d'Hydrogène ainsi passe dans un tube ~~[illegible]~~ courbé en V et plonge par sa partie inférieure coudée avec ampoules dans un mélange réfrigérant. L'Hydrogène phosphoré se condense et l'[illegible] lequel pourrait contenir se congèle. Le tube est terminé par une petite ampoule dans laquelle on fait couler le Phosphore liquide et on ferme de suite la petite ampoule à la lampe — On a alors le <u>Phosphure d'Hydrogène liquide</u> — incolore, transparent, ne se congelant pas à −20° très volatil et se décomposant entre +30° et 40° — [illegible] complètement insoluble dans l'eau [illegible] soluble dans l'alcool et l'essence de térébenthine mais pour s'y décomposer promptement.

Au contact de l'air inflammation vive, lumière blanche très intense, fumées épaisses — sous l'influence solaire il se transforme rapidement en Hydrogène phosphoré gazeux et en Phosphure solide.

1 gr de PhH^2 suffit pour rendre inflammable plus de 500 cc de PhH^3 — mélangé avec le Phosphure tous les gaz combustibles deviennent spontanément inflammables.

Il [illegible] acide [illegible] l'Hydrogène bisulfuré et [illegible] bioxyde d'Hydrogène, [illegible] est décomposé par les corps qui [illegible] — l'acide Chlorhydrique décompose une quantité [illegible] Phosphure liquide.

Le <u>Phosphure d'Hydrogène solide</u> Ph^2H est un corps facilement obtenu par la décomposition du Phosphure liquide sous l'influence de la radiation solaire, ou par l'action de l'acide chlorhydrique sur ce même Phosphure liquide — on le fait en faisant passer dans l'acide chlorhydrique du commerce [illegible] concentré sur du Phosphure de Calcium; il faut avoir soin de mettre à l'abri du contact de l'air.

Le Phosphure d'Hydrogène solide est jaune, ayant une certaine stabilité — chauffé à +200° il se décompose en [illegible] Phosphorique — le simple choc même suffit pour opérer cette transformation — de même que le Phosphure d'Hydrogène liquide le ~~[illegible]~~ dissout avec les alcalis, il se décompose pour former des hypophosphites, et il y a dégagement d'Hydrogène — mêlé avec des corps qui cèdent facilement leur Oxygène tels que le Chlorate de Potasse, le Chlorate de chaux il forme des mélanges qui détonent très violemment.

C'est ce même corps qui a été étudié par Mr Leverrier

Le Phosphure d'Hydrogène gazeux PhH^3 se prépare par la décomposition du Phosphure d'Hydrogène liquide au contact des corps qui agissent par leur présence. En jettant le Phosphure de Calcium dans l'acide Chlorhydrique, le Phosphure d'Hydrogène liquide qui se forme est immédiatement décomposé par l'acide, en Phosphure solide qui ne peut être décomposé par la chaleur qui se de plus attaqué libre; et en Phosphure d'Hydrogène gazeux.

Le Phosphure d'Hydrogène gazeux est un gaz incolore ayant une odeur arsenicale, il n'est point spontanément inflammable quand il est bien pur, il s'enflamme au contact d'un corps enflammé. Des traces de Phosphure liquide le rendent spontanément inflammable. Il brûle en laissant un dépôt d'oxyde rouge de Phosphore. Une élévation de température, même produite par le passage du Bioxyde d'Azote, détermine l'inflammation du gaz.

Le Chlore décompose instantanément le Phosphure d'Hydrogène avec production d'acide Chlorhydrique et dépôt de Phosphore.

Il réagit sur les dissolutions métalliques, de Cuivre, d'Argent, de Plomb, en se combinant aux métaux, et formant des combinaisons cristallisables.

Dans une solution de Sulfate de Cuivre, il est complètement absorbé et la liqueur est colorée en brun.

L'Oxygène le décompose avec une faible pression.

En passant sur du Cuivre, le Phosphure gazeux est complètement décomposé en Phosphore et en Hydrogène.

Vendredi 31 8bre

du Soufre (S).

Etat —

Soufre chez les anciens —

Le Soufre est un corps très anciennement connu. Il existe très abondamment dans la nature, à l'état natif et à l'état de combinaison — à l'état natif, il existe en Sicile, et dans les environs de Naples où il constitue une grande étendue de terrain, appelée la Solfatare. on le trouve en couches translucides ou opaques souvent en petites parties disséminées dans différentes pierres, quelquefois aussi cristallisé; surtout en Sicile, les cristaux sont d'un jaune verdâtre quelquefois orangés — les différents états allotropiques ~~du~~ du soufre ont été cause des doutes qui furent élevés par Haüy sur la nature du soufre qu'il considérait comme n'étant point un corps simple — environ le soufre abondamment aux environs des volcans, il est aussi à l'état de combinaison dans les pyrites (Bisulfure) ~~[illegible]~~ les sulfates — Eaux sulfureuses — galène SPb — Blende SZn dans les crucifères — œufs — albumineuses.

nommé par les anciens grand minéralisateur de la nature —

Préparation.

Le Soufre que l'on trouve dans la nature n'est pas pur, il est toujours mélangé de terre, et de matières minérales dont il faut le débarrasser — cette purification du soufre se fait par distillation.

La première opération consiste à débarrasser le soufre des matières terreuses avec lesquelles il est mélangé. Pour cela on met toute la masse dans une chaudière de fonte, et on chauffe assez fortement pour que le soufre en cet état toutes les matières terreuses ~~se~~ se précipitent au fond alors que le soufre surnage — Dans cette opération il est purifié des matières les plus grossières. Pour le purifier complètement on le distille — à cet effet, on met le soufre dans des chaudières de fonte, fermées avec un couvercle du même métal, ~~[illegible]~~ et qui se terminent en tuyau à large orifice et qui aboutit dans une vaste ~~chambre~~ réservoir appelé chambre, cette chambre est recouverte intérieurement de plomb, elle prend alors le nom de Chambre de plomb, maintenant on construit les chambres en briques — La vapeur de soufre arrivé dans ce récipient et les premières portions s'y condensent sous forme de poussière jaune appelée Fleurs de soufre — en entretenant dans cette chambre une température assez basse (107°) on obtient ~~du~~ du soufre en poudre, mais si on laisse la chambre se réchauffer la température est assez haute pour que le soufre

Distillation.

sont entretenu dans un certain état liquide qui permet de le laisser couler vers un certain point de la chambre dont la partie inférieure est alors disposée en pente. le soufre liquide est alors recueilli à la sortie de la chambre dans des moules en bois, où il se refroidit lentement. le soufre ainsi obtenu prend le nom de Soufre en canons.

décomposition des pyrites

On retire encore le soufre par la décomposition de certaines pyrites, principalement des pyrites de fer. qui porte principalement le nom de pyrite sulfureuse

On en retire le soufre par distillation, en opérant dans de grands cylindres en fer comme on le fait pour les mines de Bohême, ainsi qu'on le connaît dans certaines contrées de l'Allemagne, en opérant dans des cylindres en grès. Les cylindres sont recouverts et placés horizontalement sur des fourneaux, alors à chacun l'on adapte des petits matras en fer, qui sont sans cesse remplis, et dans lesquels le soufre en vapeur vient se condenser. quelquefois le soufre monte à travers ces matras et vient se ramasser en petites masses qui portent le nom de Soufre en gouttes. On coule ensuite dans des moules le soufre condensé pour former le soufre en canons.

Dans la Dalécarlie on emploie un procédé plus économique, le soufre est produit dans des fours particuliers, terminés par de longues cheminées en bois placées horizontalement, et à l'abri de la chaleur du four, c'est dans ces longues cheminées que le soufre en vapeur vient se condenser. Une partie du soufre de la pyrite est expulsée par la chaleur; l'opérateur a fait aussi dans ces pertes, on doit obtenir, la moitié du soufre est établi dans la cheminée, et l'autre moitié s'échappe à l'état de vapeurs sulfureuses.

Le soufre obtenu ainsi n'est pas pur, il faut encore le purifier par distillation dans des vases de fonte.

fourneau de galère à Pouzzoles

à la Solfatare de Pouzzoles on sépare le soufre en distillant le soufre mêlé aux matières terreuses dans des cornues disposées dans un fourneau de galère, le soufre fondu coule dans des baquets pleins d'eau où il se prend en masses, alors on le retire et comme il est encore mêlé à quelques matières terreuses, on le redistille de nouveau.

aux environs de Namur en Belgique, on obtient le soufre par la décomposition du sulfure de fer placé dans des cylindres de terre qui contiennent jusqu'en 45 pieds. les cylindres sont placés dans un fourneau qui traversent dans toute sa largeur en forme de

cylindre de Soufre par une extremité, et ensuite les vapeurs distillées se rendent dans de grandes caisses en bois cerclées de fer et pleines d'eau, dans laquelle le soufre se condense (magistère de soufre).

Propriétés — Le soufre se présente toujours à l'état solide, et d'une couleur jaune verdâtre, variable suivant l'arrangement des molécules. À l'état ordinaire il n'a ni saveur ni odeur; mais quand on le frotte, on élève un peu sa température, et acquiert alors une odeur légèrement sulfureuse. Il est mauvais conducteur de la chaleur, quand on le tient dans la main, il fait entendre un léger craquement, et quelquefois même il se rompt. Cet effet a lieu à cause de la dilatation inégale des molécules de ce corps. Sa cassure est luisante.

corps combustible comparé à O.
corps comburant comparé aux autres corps.

Ce corps est mauvais conducteur de l'électricité, quand on le frotte il s'électrise négativement.

Il est susceptible de cristalliser. On le trouve dans la nature, principalement dans les terrains de Sicile, sous forme de cristaux octaédriques allongés dont les faces sont des triangles scalènes. Il affecte aussi l'état cunéiforme, celui de prisme à lames à bases rhomboïdales. Le soufre peut aussi cristalliser artificiellement et Rouelle est le premier qui tenta cette expérience. Pour obtenir cette cristallisation artificielle, il faut faire fondre le soufre dans un creuset de terre, puis le laisser refroidir lentement, jusqu'à ce qu'il se forme à sa surface une croûte que l'on perce, pour faire écouler le liquide qui reste encore. Alors on trouve le soufre cristallisé à l'intérieur du creuset en belles aiguilles ayant la forme prismatique. Ces cristaux de soufre ont été étudiés par Mitscherlich qui leur a donné la forme de prismes obliques à base rhomboïdale.

Le soufre est donc un corps dimorphe car cette cristallisation diffère totalement de celle des cristaux naturels trouvés en Sicile, cette forme étant des octaèdres à base rhomboïdale.

Abandonnés à eux-mêmes les cristaux de soufre de jaune brun qu'ils étaient et ayant une certaine transparence et flexibilité, deviennent d'un jaune opaque et complètement friables.

Quand on examine chaque aiguille de cette cristallisation de soufre, on la trouve formée de cristaux ayant tous la forme octaédrique. On peut donc conclure que la formation des cristaux de soufre se fait naturellement par l'agglomération de petits cristaux qui s'ajoutent les uns aux autres

Certains liquides ont la propriété de dissoudre le soufre; Le sulfure de Carbone, l'essence de Therebenthine l'essence de citron, sont dans ce cas quand on fait évaporer ces dissolutions de soufre on obtient ce corps cristallisé — la forme de ces cristaux est celle des cristaux naturels. Le plus souvent le soufre se trouve dans la nature à l'état amorphe.

action de la chaleur —

Quand on soumet le soufre à l'action de la chaleur. il se liquéfie à la température de 112° environ au-dessus il est alors à l'état ~~liquide~~ parfaitement fluide — alors plus on élève la température plus on voit ce liquide s'épaissir et prendre une consistance pâteuse à 200, 300, 400° il est même assez ferme pour ~~[illegible]~~ qu'on puisse renverser le vase sans qu'il se répande. Frankenheim a remarqué qu'entre +250° et 260° le thermomètre demeurait stationnaire ou de petites variations de plus ou de moins, mais lorsque là il était monté d'une manière uniforme, alors la masse ont on élève la température — si cette température est élevée encore plus haut à +440° le soufre entre en ébullition — si on le laisse refroidir de nouveau on voit le liquide s'épaissir et le thermomètre reste encore stationnaire entre 260 et 250 puis le soufre redevient liquide à 112° puis peu à peu reprendre sa forme solide et même devenir friable.

Densité de la vapeur — trouvée très distincte.

à 108 —	2, 2
250 —	2, 4
400 —	6, 6

celle de O étant 1.
Poids de O = 8
" de S = 16

Corps dimorphes 2 ou parties divisibles

coefficient de dilatation diminue à mesure que la chaleur augmente. (Despretz).

Soufre Berzelius ~~[illegible]~~ avec impureté pour la cristallisation naturelle

On peut en refroidissant subitement le soufre amené ~~à la consistance~~ pâteuse à +400° en le versant ~~en cas~~ à l'état dans l'eau froide en filets minces, on obtient alors une masse brune visqueuse, molle, élastique, pouvant s'étirer en fils, assez longs ayant la transparence du verre le soufre ainsi en masse peut très bien servir à prendre des empreintes car il se moule très facilement —

Soufre mou visqueux

Le soufre affecte donc trois états allotropiques qui ont été étudiés successivement par MM Marchand, Scheerer et avant ~~[illegible]~~ par Frankenheim qui propose de désigner le soufre par des symboles correspondants à chacun de ces trois états. Sα serait le soufre jaune cristallisé en octaèdres — Sβ le soufre brun prismatique Sγ le soufre brun mou visqueux.

Soufre passé sur une brique chaude, mais pas assez pour déterminer l'inflammation du soufre, production de fumées jaune blanchâtres très phosphorescentes on voit jaillir des parties ~~[illegible]~~ ~~[illegible]~~ tant qu'il flamme bleue ce phénomène paraît dépendre de la vapeur ... et condensation du soufre

Le soufre à 112° abandonné à lui même reprend fluide la forme de soufre dur. cassant — il faut pour cela lui donner la température de 118° à 120°

L'état de mollesse du soufre et sa ductilité sous due ~~au~~ refroidissement subit qu'il éprouve et qui empêche les molécules de s'arranger de manière à pouvoir cristalliser mais plutôt à ces

Nouvel[le] ...

SO^2 acide ...
SO^3 acide ...
S^2O^2 acide ...
S^2O^5 acide ...
S^3O^5 acide ...
S^4O^5 acide ...
S^5O^5 acide ...

Nouvelle classification des acides du Soufre
par MM. Gélis et Fordos –

$S^{?}O^2$ acide Sulfureux – monothionique

SO^3 acide Sulfurique – monothionique

S^2O^2 acide hyposulfureux – dithionique

S^2O^5 acide hyposulfurique. dithionique

S^3O^5 acide – trithionique

S^4O^5 acide hyposulfurique monosulfuré – tetrathionique

S^5O^5 acide . – pentathionique

Experiences de Regnault. Thermometre oscillamment ... sur la soufre mou qui entoure la boule d'un thermometre et fait passer rapidement le thermometre ... à 96 et monte ensuite à 111 — 115.

molleculles reprennent leur place et alors le soufre devient cassant.

La densité du soufre solide est 2,03, quand il est fondu cette densité est 1,99, et quand il est a l'état gazeux elle est de 6,617 —

Il est difficile de réduire le soufre en poudre fine au moyen du pilon dans un mortier, car le frottement developperait dans ce corps une quantité d'electricité assez forte pour qu'il s'attache au pilon et au mortier et empeche la pulverisation et même de petites parcelles de soufre sont lancées au dehors par suite d'une repulsion électrique; aussi faut il broyer ce corps sous l'eau avec une molette quand on veut l'obtenir artificiellement a l'état de poudre fine —

Solubilité —

Le soufre est insoluble dans l'eau, l'alcool l'ether (...) même à chaud. le seul corps qui le dissolve est le sulfure de Carbone — l'Essence de Citron et celle de thérebenthine le dissolvent aussi un peu. Phosphore aussi

Soufre metalloides

le soufre se combine avec l'Hydrogène (2) le Chlore, (2) l'oxygène, le Carbone (2) (3) très peu avec l'Azote indirectement. Phosphore (5 correspondant aux acides de l'oxigene)

Soufre et les murailles de fer. Alteration des temperatures humidité à 400° volcans, sulfat. de ...

Barre de fer percée par le soufre — formation de sulfure de fer —

Quand on fait bruler du soufre au contact de l'air ou de l'oxygène, il se produit une flamme bleuâtre et l'on remarque une odeur piquante particulière qui est celle de l'acide sulfureux — dans cette combustion il se produit aussi toujours un peu d'acide sulfurique qui est reconnaissable à ses fumées blanches —

Xanthogène de M. Zeise ... dans sulfure de Carbone — sulfate de potasse solution alcoolique — Xanthydrate de potasse traité par un acide. dégagement d'un gaz — acide Xanthydrique

Le soufre en distillant dans les cornues absorbe toujours un peu d'oxygène de l'air contenu dans ces appareils — aussi une partie des fleurs de soufre du commerce sont toujours acides parcequelles retiennent toujours un peu de cet acide sulfureux produit pendant la combustion du soufre — on débarrasse complètement ce soufre de cet acide sulfureux au moyen des lavages.

(Soufre et sels)

— S^2O^2 hyposulfureux
— SO^2 sulfureux
— S^2O^5 hyposulfurique
— S^3O^5 hyposulfurique ...
— S^4O^5 hyposulfurique bisulfuré
— SO^3 sulfurique

formation d'acide sulfurique. ammoniaque et éponge de platine en présence ... dans un tube de porcelaine ... de gaz O. ... du S. ...

Le soufre se combine avec l'oxygène en quatre proportions pr former quatre acides — acide hyposulfureux — sulfureux, hyposulfurique, sulfurique —

Oeuvres de Fordos et Gélis

acide ... sulfurique bisulfuré ...

acide thionique dithionique trithionique tetrathionique

avec l'Hydrogène deux proportions —

Soufre et metaux

Le soufre a aussi une très grande affinité pour les métaux — La plupart de ces corps s'enflamment dans la vapeur de soufre (argent et cuivre en feuilles minces)

Certains métaux se combinent par voie ... avec l'hydrogène — Cu ... Hg

Dumas démontre cette combustion en présentant un fil de métal à la vapeur de soufre sortant par la bouche d'un canon de fusil dans lequel le soufre est en fusion

Soufre et oxides métalliques. Production de ... combinaison ... ... oxides. réduction et ... sulfures formés ... à froid avec S et production d'une grande flamme

usages — Le Soufre est employé dans les arts pour blanchir au moyen de la vapeur qui produit l'acide sulfureux, dans la Poudre à canon — scellements de fer dans les pierres — Cinnabre (S Hg) fait de soufre — En medecine, maladies de la peau, Pommades Bains Boissons sulfureuses —.

On Emploie aussi le Soufre pour prendre des empreintes et mouler des medailles — On ne doit pas dans cette opération verser le soufre en fusion sur le metal, il y aurait combinaison — mais il faut préalablement prendre l'empreinte de la medaille avec du platre, et dans ce moule couler le Soufre fondu; ce corps en se refroidissant se contracte et on a alors une medaille de soufre parfaitement nette

(marge : effigie en lumdudrelle et plus large par la medaille elle-même — le soufre en se contractant donne la figure exacte —)

Lundi. 9 novembre —

de l'Iode (I)

Iode découvert en 1813 par mr Courtois salpetrier de Paris — étudié spécialement par mr Gay Lussac et Humphry Davy qui, en constatèrent les propriétés. ils le considérèrent comme étant un corps simple ayant une grande analogie avec le Chlore —

Iode existe dans les fucus, les plus ... en grande quantité, Il a été trouvé depuis dans les Éponges par mr Fife, dans Eaux salées de Voghera dans l'Eau de Sales par Angelini — dans l'Eau sulfureuse de Castelnovo, d'Asti par le Dr Cantu. dans les divers mollusques marins, nus et testacés par ... dans les huiles. dans plusieurs polypiers et végétaux marins, les gorgonia, le Zostère marine. Surtout dans l'Eau mère des marais salans de la méditerranée, Dans l'Eau d'eaux salées d'Antioquia pour Boussingault, dans le ... Rey par mr ... combiné à l'argent à l'état d'Iodure par Vauquelin dans les minéraux ... achetés par Libary aux indigènes de l'amerique méridionale et enfin tout dernièrement dans la houille de ... de ... demeure

L'Iode existe toujours à l'état d'Iodure de Sodium magnesium, Iodure, Potassium —

Préparation — Iode s'extrait des Eaux mères des soudes de Vareck. Evaporées jusqu'à ce consistance où elles ne puissent plus cristalliser — par une suite d'évaporation et de cristallisations successives, on ... les sels étrangers et le Carbonate de soude — l'Eau mère qui reste contient Iodure et chlorure de sodium, Sulfure de sodium, Carbonate de soude, sulfate de chaux, sulfate de potasse — ... dans un

excès d'acide sulfurique concentré — mélange est chauffé à l'ébullition dans un appareil distillatoire — dégagement de SH, ClH; IH — puis décomposé au moment où il prend naissance donne du soufre SO^2 et Iode qui se dégage sous forme de vapeur violettes qui se condensent sur les parois de la cornue et de l'alonge — quand le dégagement d'iode a cessé — on le retire, puis après l'avoir séché dans du papier Joseph, on le redistille dans une cornue pour le purifier —

On a proposé de faire préalablement bouillir dans un vase ouvert, le mélange des eaux mères et d'acide sulfurique pour dégager une partie de l'acide chlorhydrique & puis le distiller sur du bioxyde de manganèse réduit en poudre fine — le peroxyde de manganèse facilite la séparation de l'iode, mais il est impossible d'éviter une perte de ce produit — l'oxygène du bioxyde de manganèse fait passer le sodium à l'état de soude — l'ébullition préalable peut faire perdre une certaine quantité d'iode — les chlorures indécomposés entrent dans la liqueur, développent du chlore qui se combinant à l'iode forme du chlorure d'iode qui reste dissous dans l'eau.

Wittstein. — Eaux bouillantes sur la soude de plantes maritimes filtrées, refroidissement, dépôt de chlorure de potassium — évaporé; sel marin et carbonate de soude enlevés pendant l'ébullition du liquide s'écoulant au dessus de la chaudière sur de la toile — eaux mères ainsi obtenues mises dans chaudière de plomb et mêlées avec précautions et par petites portions avec 1/8 d'acide sulfurique (volume) dégagement d'acide carbonique, et d'hydrogène sulfuré — mélange reposé pendant 24 heures laisse dégager une partie de l'acide sulfureux qui disparaît plus tard. formation de cristaux de sulfate de soude — la liqueur acide éclaircie est soumise à la distillation dans un appareil de plomb - muni d'une série d'alonges — chauffé au bain marie à + 65° ajouter du manganèse puis après avoir luté la première alonge on l'apparaît ou chauffe à +100° et par ce moyen l'iode passe sous des vapeurs vigoureuses et se condense dans les récipients destinés — à 118°, 119° il se forme du chlorure d'iode que l'on recueille à +100° — ce procédé n'exige que 1/6 ou 1/8 d'acide sulfurique par les procédés ordinaires — les eaux liquides mères ajoutées au résidu par le refroidissement une mélange de iodure de plomb, et d'un sel double de sulfate formé de iodure de plomb et iodure dissous.

Barruel conseille d'évaporer les eaux mères et traitant par acide sulfurique au moyen de manganèse qu'on y ajoute en poudre fine — (~~[illegible]~~ 1/10 de leur poids) ~~[illegible]~~ [illegible] les liqueurs préalablement évaporées à siccité, l'iode [illegible], précipite l'iode au moyen de l'acide chloreux — [illegible] [illegible] précipite aussi [illegible] [illegible] avec le Brome [illegible] ~~[illegible]~~ bien fondu au moyen d'acide [illegible] —

~~Wollaston~~ Soubeiran recommande l'emploi du sulfate de cuivre pour précipiter l'iode des eaux mères des soudes de Varech. — forme de l'iodure de cuivre qui précipite complètement en ajoutant en même temps de la tournure de fer — opération beaucoup plus simple quand on use comme [illegible] sulfate de cuivre et sulfate de fer 2½. — l'iodure de cuivre est tout à fait blanc il y a aussi production de sulfate de soude et de sulfate de fer. $SO^3 CuO + 2\frac{1}{2} SO^3 FeO^2 + INa = SO^3 NaO + SO^3 FeO + I Cu$

Duflos améliore le procédé en ~~[illegible]~~ réduisant l'iodure de cuivre par l'acide sulfureux. ajoutant alors mieux [illegible] les produits neutres de soude et de fer et l'iodure de cuivre est précipité par une dissolution de sulfate de cuivre mêlé d'acide sulfureux.

$INa + SO^2 NaO + SO^3 CuO \overset{SO^2}{=} 2 SO^3 NaO + ICu$.

L'iodure de cuivre est distillé avec [illegible] dans une cornue avec de l'acide [illegible] au moyen de MnO^2 [illegible]

Wollaston a proposé d'introduire dans la cornue du bioxyde de manganèse [illegible] [illegible] et [illegible]

Soubeiran a proposé la transformation de l'iode en iodure de cuivre

L'iode contient toujours un peu de fer traité par ClH et SO^3 étendu on enlève le fer.

L'iode dans certains produits du commerce de $SH = IH$ et SFe.

L'iode se dégage complètement par milieu IK traité par le fer en excès, solution de I dans Cl. Chlorure d'iode traité par proportion voulue de IK.

$IK + Cl^2 = ClK + ClI$.

$ClI + 3IK = ClK + 4I$

Propriétés. L'iode est solide à la température ordinaire, en lames minces, peut cristalliser en octaèdres aigus à base rhombe ou en dodécaèdres triangulaires ou octaèdres rhomboïdaux. éclat métallique odeur faible analogue à celle du chlore. saveur acre peu [illegible] tache la peau en jaune [illegible] qui disparaît à l'air libre. l'iode s'évapore — fond à 107°. Ébullition à 175. alors il se volatilise sous forme de belles vapeurs violettes de là son nom ~~[illegible]~~ (ιώδης) pesanteur spécifique 4,95. il est électropositif.

Oxygène — avec l'Oxygène il forme ~~trois~~ cinq composés —

acide heptiodique — IO^7 acide hyperiodique

acide [illegible] — $IO^6 I = 2IO^3$

acide iodique — $2IO^5 = IO^7 + IO^3$

acide hypoiodique $4IO^4 = IO^7 + 3IO^3$

acide sous hypoiodique $I^5O^{19} = IO^7 + 4IO^3$

acide heptiodique s'obtient en faisant passer un courant de chlore sur l'iodate [illegible]

acide iodeux? [illegible] si l'iode [illegible] [illegible] une cornue

acide iodique faisant réagir acide nitrique et [illegible] [illegible] sur l'iode. $ClO^5 KO + 2I = ClK + I^2O^6$

acide sous hypoiodique. réaction de l'acide nitrique sur l'iode chauffé dans un courant d'[illegible] — se décompose et donne ~~[illegible]~~ naissance à l'acide hypoiodique et iode

$3IO^5 3HO = IO^5 HO$

$3IO^5 HO = IO^5 (HO)$ IO^5

presque tout [illegible] [illegible] [illegible] [illegible] acide — [illegible] [illegible]

[illegible] [illegible] IAg et AO, [illegible]

[illegible] décomposition de iodate [illegible]

Préparation de l'acide hypoiodique (Millon)

on obtient l'acide hypoiodique en chauffant dans un creuset de platine 30 grammes d'acide iodique et 150 grammes d'acide sulfurique monohydraté jusqu'à ce qu'il se fasse un abondant dégagement de gaz oxygène, et puis d'iode et d'oxygène – l'acide sulfurique est coloré en vert foncé – on l'abandonne sous une cloche dont le bord inférieur s'engage dans la rainure d'une pierre taillée pour le recevoir – Il se fait après deux ou trois jours un dépôt de croutes cristallines jaunâtres, que l'on porte sur une brique poreuse au dessus de l'acide sulfurique en recouvrant le tout d'une cloche – après deux ou trois jours lorsque l'excédent d'acide sulfurique est égoutté – on abandonne les croutes cristallines au contact de l'air humide – on les pulvérise et on les traite successivement par l'eau et l'alcool – et on obtient ainsi l'acide <u>Sous hypoiodique</u> qui chauffé convenablement donne l'acide <u>Hypoiodique</u> (chauffé dans un tube de verre au bain d'alliage pendant 1h ou 2h – ($T = 130°$ à $150°$) il laisse échapper une certaine quantité d'iode qui n'augmente pas si on garde les limites de température indiquées – alors l'acide Sous hypoiodique est décomposé en acide Hypoiodique et Iode – $4(I^5O^{19}) = I^{20}O^{76} = I^{19}O^{76} + I = 19(IO^4) + I$ – la vingtième partie de l'iode contenu dans l'acide Sous hypoiodique s'échappe ainsi à l'état libre comme l'acide hypoiodique se décompose lui même à une température un peu élevée et le produit obtenu retenant un peu d'iode interposé, on purifie l'acide hypoiodique en le lavant à l'eau et à l'alcool – on le sèche ensuite –

<u>Acide hypoiodique</u> poudre amorphe jaune plus ou moins vif – quand il est préparé par l'acide azotique il est d'un beau jaune de soufre – quand il est préparé par l'acide sulfurique il est toujours d'un jaune beaucoup plus terne, légèrement ocreux – retient toujours 1/100 de SO^3 interposé – S'altère très lentement à la lumière même quand elle est vive – on peut le conserver dans l'air sec ou humide – il n'est nullement hygrométrique – Il est détruit par une chaleur de 170° à 180° – il se convertit en iode et acide iodique sans passer par des combinaisons intermédiaires – Insoluble et inaltérable dans l'eau froide – décomposé assez rapidement par l'eau bouillante en iode et en acide iodique – Inaltérable et Insoluble dans l'alcool – la réaction par l'acide nitrique est la même que par l'eau – SO^3 à froid ne le dissout pas et paraît se combiner avec lui – il le dissout à chaud en proportions très variables et laisse déposer par le refroidissement une combinaison – $IO^4 + 2(SO^3HO)$ – ClH en solution concentrée le transforme promptement en chlorure d'iode avec

un dégagement de chlore — Les Alcalis dissous dans l'eau dissolvent promptement l'acide hypoiodique — forment des iodates et des produits indéterminés résultants de la combinaison de l'iode et des alcalis — avec la soude et la potasse dissoutes dans l'alcool à 85° il y a changement de couleur en rouge brique très prononcé — détruite au contact de l'alcool — s'il n'y a pas le contact de cette liqueur il peut subsister — Les Hypoiodates alcalins sont détruits au contact de l'eau, il y a production d'iode et d'iodates alcalins et au même instant le composé qui a une couleur rouge brique reprend une couleur jaune qui rappelle celle de l'acide hypoiodique — ce procédé est celui que l'on doit employer pour obtenir l'acide sous hypoiodique pur — passant 2 fois au contact des alcalis, il perd les 1/100 d'acide sulfurique qu'il pourrait encore retenir.

l'acide Sous hypoiodique (I^5O^{19}) jaune un peu plus ocreux que le précédent même permanence à la lumière, à l'air sec ou humide — modifications analogues par l'eau, l'alcool — les alcalis — teinte violacée communiquée par les alcalis — cet acide se rangerait à côté de Cl^3O^{13} et Cl^2O^7. Séparé par l'action de AzO^5.

acide de Périodique IO^7 groupement primitif — acide de hypo iodique $4(IO^4) = IO^7 + 3(IO^3)$
acide de Iodeux — $IO^6I = 2(IO^3)$ groupement modifié par substitution — acide Sous hypoiodique $IO^5O^{19} = IO^7 + 4IO^3$
acide de Iodique — $2(IO^5) = IO^7 + IO^3$

Préparation de l'Iodoforme — (Filhol)

Iode 1 — Carbonate de soude crist. 2 — Eau 10 — alcool 1 —
Dissoudre le carbonate de soude dans l'eau, puis ajouter l'alcool, chauffer le mélange à 60° à 80° — projeter l'iode par petites portions jusqu'à complète dissolution et décoloration de la liqueur — l'iodoforme apparaît vers la fin de l'opération dans la liqueur chaude — séparation par le filtre — Les eaux mères sont traitées ainsi qu'il suit: à 60° ou 80° ajouter une nouvelle dose de carbonate de soude égale à la première puis ajouter une nouvelle proportion d'alcool — faire passer rapidement un courant de chlore en agitant continuellement — l'iode mis à nu se mêle promptement à la masse du liquide quand l'opération est bien conduite — l'iode est en excès pendant toute la durée — l'iodoforme se produit en abondance — on laisse la liqueur se décolorer — on sépare l'iodoforme par le filtre — on traite ainsi les liqueurs jusqu'à ce qu'il ne se forme plus d'iodoforme — on peut en obtenir 42 à 45 0/0 d'iode employé — Substituant le borate de soude ou bicarbonate on obtient autant d'iodoforme de même avec le phosphate mais en quantité moindre

Hydrogène — avec l'Hydrogène l'Iode donne naissance a un acide lacide ~~[illegible]~~ Iodhydrique IH — affinite moins grande que le Chlore et le Brome — peut se faire directement ~~[illegible]~~ mais il n'est pas pur. S'obtient mieux par la decomposition d'un iodure au moyen de l'acide Sulfurique — $IPh + SO^3HO + HO = SO^3HO + PhO + IH$ — corps gazeux très avide d'eau

autres métalloïdes — Il se combine egalement avec les autres metalloïdes pour lesquels il a plus ou moins d'affinité. et forme avec eux des iodures ~~metalliques~~ metalloïdiques. un seul est entre ce Phormaine. l'iodure de soufre

Periodure de Carbone (Iodoforme) (Iodoforme de formile)

métaux — s'unit avec la plupart des métaux — forme des iodures metalliques doués de propriétés ~~[illegible]~~ de compositions très variables —

Eau — Peu soluble dans l'eau qui prend une couleur rousse d'un faible saveur — possède la propriété de blanchir les couleurs végétales excepté le papier coloré. L'eau chargée d'acide principalement chlorure ou nitrate d'ammoniaque — suivant Mr Gay Lussac ce phenomene — n'existe pas au moyen de la decomposition des sels)

L'eau saturée d'iode se desséchant au contact de la Lumière solaire — nettement par les ~~[illegible]~~ couleurs végétales se décolore aux rayons solaires

alcool / Ether / (Sulfure de Carbone dissolvent l'iode) — L'alcool dissout abondamment l'iode. acide pour IH, IO5 — Dissolution alcoolique ~~[illegible]~~ nous a appris. decomposé par l'action des rayons solaires, il est ainsi transformé en acide ~~[illegible]~~ Iodhydrique lequel par la continuation de l'iode avec emporte de l'Hydrogène —

Gaz ammoniac — L'iode absorbe le gaz ammoniac egalement ~~[illegible]~~ s'unissant à la temperature ordinaire, donnant un liquide visqueux, brun noir, très éclatant, qui à mesure de l'absorption de l'ammoniaque perd de son éclat et devient vis cocotte — le composé est l'iodure d'ammoniaque qui peut facilement, mais au contact de l'eau il abandonne une poudre noire (iodure d'azote) qui s'enrichit et comprime peut pour la premiere détonation violemment

$2I + 2AzH^3 = IAzH^2 + IAzH^4$

Iodure d'ammoniaque iodure d'azote

~~[illegible]~~

$AzH^3, HO + 3I = 2IH + IAz$

Bases salifiables organiques — Selon les observations de Mr Pelletier l'iode peut s'unir aux bases salifiables organiques, former des combinaisons definies d'acide les quelles l'iode est lui aussi lui dans des rapports atomiques et différentes proportions. on connait des iodures de strychnine, brucine, quinine, cinchonine avec la morphine — l'iode mis en quantité suffisante se combine a l'Hydrogène de cette base (IH) et l'autre partie d'iode se combine avec une partie ~~[illegible]~~ de Morphine sous plusieurs iodures trace de cette substance.

toutes ces matières se disent le résultat de l'action de IH

amidon — iodure d'amidon soluble dans l'eau pure — deux iodures d'amidon — L'iode colore l'amidon en bleu, de travaux dont dans une liqueur sans reconnaissable au moyen de l'amidon, mais il faut que l'iode soit en ~~[illegible]~~ libre colorant le tout au moyen du Chlore — quelques amidons ne sont point colorés par l'iode comme les amidons des gommes de Banane et de Prunier — à cause de la désagrégation des grains d'amidon on a quelquefois jaloux l'iode ~~[illegible]~~ en donnant à la place de la tubercule de l'amidon — jetée dans l'eau de grains peut accroissement —

iodure et liqueur — Sublimé corrosif décolore iodure d'amidon. Solution alcoolique d'iode melangé par l'amidon — et a refroidi(?) — Iodure d'amidon est coloré à 100° et cette couleur reparait par refroidissement.

Usages — Employé en pharmacie — Emménagogue — traitement des goitres scrofuleux — employé pour la 1re fois en 1810 par M. Coindet de Genève — aussi dans les affections tuberculeuses et syphilitiques — on en fait une teinture alcoolique une pommade — bains — iodures employés — vomitifs à la dose de 4 gr à 6 gr

(marge : ainsi que les iodures de potassium, de soude ... ; on choisit ...)

Iodoforme. — par la réaction des alcalis, iode sur l'esprit de bois et l'alcool — on produit un corps ayant quelques unes des propriétés de l'iode — c'est l'iodoforme — découvert par Sérullas de formule $C^2H^2I^6$

(marge : Iodoforme est de l'acide formique dans lequel les 6O sont remplacés par 6I — $C^2H^2O^6$ $C^2H^2I^6$ — de même Chloroforme. Bromoforme)

Composés oxygénés de l'Iode

Ces composés ont été précités — il ne faut que les mentionner ainsi que le composé Hydrogéné

Mercredi, 5 Novembre

Du Chlore (Cl)

Historique — Le Chlore fut découvert en 1774 par Scheele qui lui donna le nom d'acide marin déphlogistiqué — Il fut ensuite nommé acide muriatique oxigéné, puis par Kirwan gaz muriatique — (oxigène et acide marin) plus tard Berthollet l'applique au blanchiment des toiles. Guyton de Morveau à la désinfection de l'air. Chenevix cherche à évaluer les proportions chimiques; depuis MM Gay Lussac et Thénard après une série d'expériences classent ce corps parmi les corps simples — 18 mois après Davy accepte cette opinion

État naturel. — N'existe jamais libre dans la nature toujours à l'état de combinaison — à l'état d'acide Chlorhydrique et d'acide chlorhydrate d'ammoniaque, qui se dégagent de certains volcans et houillères enflammées — En grande quantité dans les Chlorures de sodium, potassium, magnésium dans les eaux de la mer — et encore contenu dans plusieurs de ces métaux, et à l'état d'acide Chlorhydrique — pour former des mines exploitées dans les terrains secondaires — aussi, Chlorures d'argent et de Cuivre à l'état natif —

Propriétés Physiques — Gaz, couleur vert jaunâtre (Χλωρος) odeur, saveur âcre et piquante — ne peut être respiré sans danger, seulement se fait une strangulation très violente accompagnée de crachements de sang. Pesanteur spécifique est 2,47 plus lourd que l'air.

La flamme d'une bougie qui y est plongée, pâlit, rougit et s'éteint.

Chaleur — inaltérable à une très forte chaleur, passant sans changer à travers un tube de porcelaine rouge — Ce gaz n'avait

Froid — pas encore pu être liquéfié, jusqu'aux expériences de Faraday qui obtient le Chlore hydraté. Hydrate de Chlore, en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau glacée — il obtient des cristaux de ce Chlore hydraté qui peuvent se volatiliser à la manière du Camphre — Ces cristaux se forment mieux quand on est à l'abri du contact de la lumière — Quand

on met ces cristaux dans un tube de verre fermé aux deux extrémités, et qu'on les expose à une chaleur de +100° au bain marie ces cristaux se décomposent et il se forme deux liquides bien distinctes qui sont superposés l'une supérieure d'une couleur blanc jaunâtre c'est l'eau, et l'autre liquide d'un jaune très foncé ou jaune verdâtre c'est le chlore liquide, qui résulte de la réduction du chlore gazeux à un cinquième de son volume — il ne se solidifie pas même au dessous du point de congélation de l'eau. Sa densité paraît être de 1,33. réfracte moins la lumière que ne le fait l'eau. peut être sous cette pression de cinq atmosphères, distiller à +33°. Si la pression vient à cesser, la liqueur se volatilise aussitôt en produisant un froid si intense, qu'une portion du chlore ~~condensé~~ ~~demeure~~ liquide. quelques instans encore après la cessation de toute pression —

Chlore liquide — Hydrate de Chlore

L'Hydrate de Chlore a été étudié par MM Faraday et Gay Lussac, ce dernier le regarde comme formé de Cl, 28 et Eau 72. ou une proportion de chlore et 10 pp d'eau avant de le mettre dans le tube et puis dessécher ces cristaux entre des feuilles de papier joseph —

Electricité. — Le Chlore dissous dans l'eau, et soumis à l'action de la pile, se porte au pôle positif avec l'oxigène de l'eau ~~qui s'est~~ décomposé et l'hydrogène se rend au pôle négatif —

Oxigène — A l'état gazeux et quelque soit la température le chlore et l'oxigène ne peuvent se combiner — cependant on connait les combinaisons de chlore et d'oxigène qui sont:

Cl^2O acide hypochloreux · de Balard. ancien protoxide de chlore

Cl^2O^4 acide Chloreux ancien Bioxide de chlore

Cl^2O^5 acide Chlorique

Cl^2O^7 acide perchlorique — —

Hydrogène — Le Chlore a pour l'Hydrogène une très grande affinité il le prend partout où il le trouve pour se combiner a lui — il forme deux combinaisons une anciennement connue l'acid. Chlorhydrique ClH et une autre découverte récemment par Mr Millon Cl^2H. Bichlorure d'Hydrogène —

quand on expose un mélange de Chlore et Hydrogène à parties égales, à l'obscurité il ne se produit rien. il n'y a pas de combinaison — quand on expose ce mélange à la lumière diffuse, il y a une combinaison lente, et on obtient de l'acide Chlorhydrique — Cette combinaison est beaucoup plus vive quand on expose le mélange à l'action directe des rayons solaires, alors il y a une combinaison si vive et si rapide que le flacon est brisé par l'explosion qui se produit. Mr Berzelius fait remarquer que dans le rayon lumineux c'est le rayon violet qui produit cette action chimique, le rayon jaune et le

rayons solaires s'exerçant pour l'action chimique. L'exposition de ce mélange gazeux dans une bouteille de verre jaune; ou ont, la combinaison se fera lentement sans explosion —. L'action de la chaleur détermine aussi cette combinaison; ainsi en plongeant dans ce mélange gazeux, une bougie allumée, on détermine la formation de fumées blanches d'acide chlorhydrique. Il faut une température de +200°. — En projetant de la poudre de platine dans ce mélange on forme aussi cette combinaison.
Le Chlore se combine avec toutes les autres métalloïdes excepté le fluor, pour former avec eux des chlorures en proportions variables —

Carbone. Avec le Carbone le Chlore forme deux combinaisons.
un protochlorure de Carbone liquide, incolore limpide, résultant de la décomposition du sesqui-chlorure à l'aide de la chaleur —
le sesqui chlorure de Carbone découvert en 1820 par Faraday, solide, cristallisé, friable, incolore transparent et presque inodore — s'obtient en traitant le chlorhydrate de gaz de carbone d'hydrogène par un courant de chlore.

Phosphore. — on connait deux combinaisons de Phosphore et de Chlore. — Le Phosphore a une très grande affinité pour le Chlore, et si grande que si on plonge un morceau de Phosphore dans du Chlore gazeux, il y a une combinaison immédiate avec dégagement de calorique et de lumière. — plongés dans l'eau les Chlorures de Phosphore se décomposent instantanément, en donnant naissance à de l'acide chlorhydrique et de l'acide Phosphoreux ou Phosphorique —
le Protochlorure découvert par Gay Lussac et Thénard en 1808 est liquide transparent, incolore
Le Deutochlorure dû à Davy en 1810 est solide, d'un blanc de neige, très volatil —

Azote. le Chlorure d'azote découvert par Dulong en 1812. liquide oléagineux, jaune foncé, très volatil, odeur particulière analogue à celle du Chlore, irrite les yeux, plus lourd que l'eau — ne peut se solidifier — se volatilise à +71 sans se décomposer (ou sans danger) l'ébullition très vive à +93. entre +96 et 100° violente explosion, très dangereuse, très bruyante, flamme, il se forme du chlore gazeux et de l'azote. (Cl^3Az)
le Chlorure d'Azote se prépare en faisant réagir du Chlore sur du chlorhydrate d'ammoniaque en solution concentrée. Il faut avoir soin de se mettre autant que possible à l'abri des explosions que ce corps occasionne en se décomposant par le contact de ~~[illegible]~~ —
on opère dans un entonnoir au fond duquel on met du mercure, puis au dessus une couche de solution concentrée de Chlorure de Sodium et enfin une solution concentrée de Chlorhydrate d'ammoniaque. On verse dans cette solution du Chlore liquide, le sel est décomposé et le Chlorure d'Azote se forme aux dépens de l'ammoniaque décomposé et coule à travers la solution de Chlorure de sodium pour venir se déposer en gouttelettes sur le mercure —
La solution concentrée de Chlorure de sodium l'empêche d'être en contact avec le sel ammoniac

Soufre — Le Chlore forme avec le soufre cinq combinaisons dont 2 peuvent être obtenues à l'état libre, et deux à l'état de combinaison avec d'autres corps.

Le Protochlorure de Soufre [S^2Cl^2] se forme en faisant arriver du Chlore gazeux dans des fleurs de soufre lavées et placées dans une cornue placée dans un mélange réfrigérant. On peut encore mélanger 6 parties de Bichlorure de mercure ou 2 parties de Perchlorure d'étain avec 1 partie de soufre et distiller — Le Protochlorure de soufre est liquide jaune rougeâtre, odeur particulière très fétide, saveur acre désagréable — Ebullition à +139° — Mis dans l'eau, il s'y décompose ... lentement $=ClH$ et S^2O^2 puis SO^2+S — Chlore fait avec nos autres réactions ... dessous le soufre le Phosphore le selenium inattaquable par l'Hydrogène et l'Hydrogène sulfuré —

Le Bichlorure de soufre (SCl^2) obtenu en saturant de Chlore le Protochlorure placé dans une cornue, il faut opérer dans un lieu froid et à l'abri du contact de la lumière — puis on distille — Le Bichlorure de soufre est plus rouge que le Protochlorure et a une odeur analogue — décomposable à l'action de la lumière solaire avec explosion — décomposable à +50. — peut cristalliser —

Le Sesquichlorure de soufre S^2Cl^3 s'obtient en faisant passer au travers du chlorure précédent à la température de +55 un courant d'air bien sec — on peut très ... élever la température jusqu'à +70. — Liquide ressemble au Chlorure précédent — odeur et saveur analogue — Ebullition à +73°

Les 2 autres composés sont à l'état de combinaison

Selenium — Iode — On connait aussi 2 Chlorures de Selenium — On connait aussi un Protochlorure, un Bichlorure, et un Perchlorure d'Iode qui se forment directement.

Eau Solubilité — L'Eau dissout une fois et demi son volume de Chlore à la température de +20° et à la pression de 0,76 — cette solution de Chlore est sans action acide, mais après quelque temps d'exposition à la lumière solaire, le Chlore décompose l'eau peu à peu, et il y a formation d'acide Chlorhydrique

Acide sulfurique nitrique — Le Chlore à la température ordinaire, et ~~à l'ébullition de la~~ même à la chaleur, est sans aucune action sur les acides sulfurique et nitrique

Acide sulfureux dissous — Le Chlore n'a aucune action sur l'acide sulfureux à l'état gazeux, mais quand cet acide est dissous, il y a décomposition de l'eau par le Chlore, formation d'acide chlorhydrique et d'acide sulfurique — $SO^2,HO+Cl=ClH+SO^3$ —

Acides hydrogénés. — Le Chlore enlève l'Hydrogène pour se combiner avec lui, à tous les acides hydrogénés qui viennent après lui, l'acide fluorhydrique étant placé au dessus de lui, il ne peut le décomposer

Gaz ammoniac — Le Chlore a une action très vive sur le gaz ammoniac, il s'empare de son hydrogène met l'Azote en liberté, et même cette action est si forte qu'il peut y avoir explosion —

Ammoniaque liquide — Quand le Chlore et l'ammoniaque sont à l'état liquide (dissous dans l'eau) l'action a également lieu, mais avec moins de force et on obtient alors de l'acide Chlorhydrique et du gaz azote parfaitement pur. — c'est même un bon moyen de préparation de ce gaz —

Métaux. — Le Chlore se combine avec presque tous les métaux à la température ordinaire ou à une température peu élevée et souvent même avec dégagement de lumière — quand on verse dans un flacon plein de chlore, soit de l'antimoine, du bismuth, du fer, de l'arsenic, du cuivre, en poudre ou en lamelles très fines, il y a combinaison immédiate avec lumière et production de vapeurs blanches épaisses — si on fait arriver du chlore sur une lame très mince de cuivre, d'or ou d'étain le même phénomène se produira — Il décompose

Oxides métalliques. O. alcalins — tous les oxides métalliques et déplace leur oxigène pour se combiner au métal et former des chlorures — avec les oxides alcalins il forme des combinaisons longtemps connues sous le nom de chlorures d'oxides étudiées par M. Millon qui correspondent aux oxides de métaux alcalins purs — les chlorures d'oxides sont maintenant reconnus pour être des hypochlorites — Avec certains métaux le Chlore donne lieu à la formation de chlorates.

Sels ammoniacaux. — En contact avec les sels ammoniacaux, le Chlore les décompose tous à la manière de chlorhydrate d'ammoniaque en formant avec l'azote un chlorure détonant, et avec l'hydrogène de l'acide chlorhydrique.

Bases salifiables organiques — Le Chlore attaque les bases salifiables organiques et les décompose en s'emparant de leur hydrogène, forme de l'acide chlorhydrique et il résulte des composés amorphes incristallisables solubles dans les éthers et huiles volatiles.

Colorations diverses — Il peut servir de réactif pour reconnaître la présence de ces bases en dissolution — ainsi il colore
la solution de quinine — en vert émeraude
de strychnine en blanc
narcotine }
morphine } jaune orangé
salicine — quoiqu'elles ne soient pas bases salifiables

Alcool. — Le Chlore agit sur l'alcool d'une manière curieuse en donnant lieu à divers composés selon l'élévation de température — en faisant passer un courant de chlore dans l'alcool on a d'abord subitement formation d'acide chlorhydrique et éther acétique — puis la température étant un peu élevée et le dégagement continue, il se forme de l'éther protochloré ou protochlorure de bicarbure d'hydrogène, si la température est à +100° il se forme du Chloral — enfin à l'action des rayons solaires il y a formation d'une flamme purpurine et vapeurs blanches avec explosions de plus en plus violentes. Il se forme de l'acide chlorhydrique —

Éther — à la température ordinaire le Chlore enflamme l'éther — il se forme de l'acide chlorhydrique et il y a dépôt de charbon

Préparation — On prépare le Chlore par différents procédés — mais ici toujours par la décomposition de l'acide chlorhydrique

1° on décompose l'acide chlorhydrique en le chauffant avec du peroxide de manganèse $4(HCl) + MnO^2 = Cl^2Mn + 2(H^2O) + 2Cl$.

2° en décomposant du sel marin, (Chlorure de sodium) par le traitement du peroxide de manganèse et de l'acide sulfurique
$2ClNa + MnO^2 + 2SO^3,HO = 2SO^3NaO + ClMn + HO + Cl$.

3° en décomposant l'acide chlorhydrique au moyen du peroxide de manganèse et de l'acide sulfurique
$ClH + MnO^2 + SO^3 = SO^3MnO, + HO + Cl$

Ces procédés sont aussi bien ceux du commerce que ceux qu'on emploie dans les laboratoires — selon qu'on emploie les matières en plus ou moins grande quantité on employera des appareils plus ou moins grands — Dans les arts on emploie assez souvent le 1er procédé qui demande peu de combustible, on se sert de grosses ... en grès — pour cornues et allonges —

Dans les laboratoires on emploie un appareil plus perfectionné selon qu'on veut obtenir le gaz sec ou liquide — quand on veut l'obtenir sec, anhydre, on le fait passer d'abord par un tube recourbé auquel on a donné une [illegible] courbure; à une certaine partie ce tube est rempli en boule où se condense une partie de la vapeur aqueuse entraînée par le dégagement du gaz. La vapeur qui s'élève jusqu'à la boule se condense dans le tube et redescend dans le ballon. L'extrémité inférieure du tube est à cet effet taillée en biseau de manière à permettre au liquide de retomber dans [illegible] l'orifice —

Quand on veut obtenir le Chlore liquide on le reçoit dans les flacons de l'appareil de Woolf [illegible] de l'eau, et le tube adducteur doit plonger au fond du flacon.

Si on veut obtenir le gaz sec au sortir du tube [illegible] il passera sur du Chlorure de Calcium, qui le dessèchera, puis il arrivera dans les flacons de l'appareil de Woolf qui auront été préalablement bien desséchés — Il faut aussi avoir soin de faire arriver le tube adducteur au fond du flacon.

L'excès du gaz sera porté ~~par~~ dans une armoire contenant de la chaux délitée. Là il sera absorbé —

Il faut avoir soin de n'ajouter l'acide Chlorhydrique ou sulfurique que par petites portions pour que le dégagement du gaz ne soit point trop rapide ni trop abondant; quelquefois il se produit une mousse qui pourrait être entraînée dans les tubes; pour empêcher cet effet on verse à la surface du liquide une légère couche d'huile de therebenthine qui s'oppose à la sortie de cette mousse et laisse parfaitement passer les bulles de gaz —

Le manganèse dans ces deux cas doit être ~~mis~~ en poudre fine si on veut avoir un dégagement très longtemps prolongé; quand on veut au contraire régler le dégagement du gaz, il faut mettre le peroxyde réduit en gros grains et dépourvu —

Le Gaz obtenu est pur quand il est complètement absorbable dans une solution de Potasse caustique.

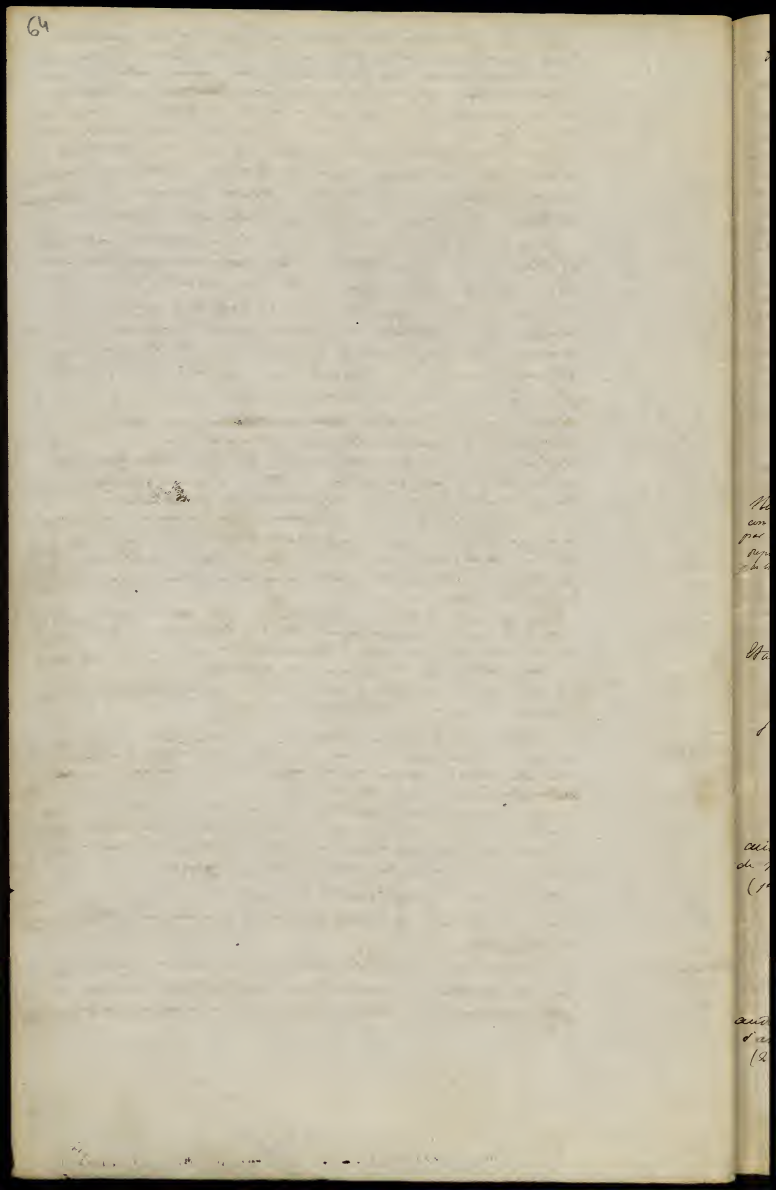
Usages — Le Chlore dissous dans l'eau se conserve pour certains usages, en médecine et dans les arts, il doit être contenu dans des flacons recouverts de papier noir, de manière à le préserver de l'action de la lumière —

Dans les arts il est employé comme désinfectant et décolorant des matières organiques. Il ne doit pas être employé dans la décoloration des matières animales — telles que la laine qui jaunirait. Il est sans action sur le coton (Payen) —

Fumigations Guytoniennes

On connaît aussi le Chloroforme de même que l'Iodoforme, le Bromoforme.

Chloroforme — La préparation du Chloroforme est due à Mr Soubeiran qui l'a obtenu en distillant de l'alcool sur de l'Hypochlorite de chaux. La formule de ce corps est C_4HCl_3



p. le Vendredi 7 novembre

Des Composés oxygénés du Soufre

On connait six composés oxygénés du soufre qui sont

	L'acide hyposulfureux	S^2O^2
	— sulfureux	SO^2
	— hypo sulfurique	S^2O^5
	— sulfurique	SO^3
	— hyposulfurique monosulfuré	S^3O^5 Langlois
	— hyposulfurique bisulfuré	S^4O^5 Fordos Gélis

Mr Berzelius range ces acides en 4 classes. La première classe acides monothioniques (μονος θειον) contient les acides sulfurique et sulfureux qui ne renferment en combinaison qu'un seul atome de soufre — la seconde classe est celle des acides dithioniques — acides hyposulfureux et hyposulfurique, qui renferment 2 equivalents de soufre. La 3e classe trithionique est l'acide hyposulfurique monosulfuré de Langlois, qui renferme 3 equivalents de soufre, et la 4e classe, tetrathionique est l'acide hyposulfurique bisulfuré de Fordos et Gelis qui renferme quatre equivalents de soufre.

Acide Sulfurique (SO^3)

Historique — connu auparavant par Rhazès et Geber — préparé par Angelus Sala par la combustion du soufre

L'acide sulfurique aussi nommé huile de vitriol est anciennement connu, sa découverte paraîtrait remonter au delà du 15e siècle, et serait due à Basile Valentin — il a été étudié successivement par Lavoisier qui a cherché à en déterminer la nature, Chaptal s'est beaucoup occupé de sa fabrication — Dégormes et Clément se sont occupés de la théorie de sa formation — Klaproth, Gay Lussac, Berzelius se sont occupés de la recherche de ses principes constituants.

Etat naturel — L'acide sulfurique n'existe pas pur dans la nature on le trouve quelquefois mêlé à l'eau auprès de certains volcans et, il existe en grande quantité dans les sulfates, alun gypse — vitriol etc

Préparation — On connait deux grands procédés de préparation de l'acide sulfurique 1° par la décomposition de sels qui le tiennent en combinaison, principalement du sulfate de fer — 2° en oxygénant directement le soufre, par le moyen de la chaleur et d'un corps qui peut fournir l'oxygène.

acide sulfurique de Nordhausen. (1er procédé) — Le dernier procédé est exécuté en grand à Nordhausen, aussi cet acide est-il aussi appelé acide sulfurique de Nordhausen — On commence par deshydrater le sulfate de fer autant que possible par la calcination dans un creuset. puis ce sulfate de fer anhydre, est mis dans des cornues, ou cylindres en grès, on les chauffe lentement jusqu'au rouge blanc le sulfate de fer est décomposé, et l'acide sulfurique va se rassembler en gouttelettes, dans un récipient en verre adapté à la cornue ou au vase distillatoire — on continue la distillation jusqu'à ce qu'il ne passe plus d'acide.

acide sulfurique d'angleterre (2e procédé) — Le second mode de préparation de l'acide sulfurique a été pour la première fois exécuté en angleterre, delà vient que cet acide a eu longtemps le nom d'acide sulfurique d'angleterre. C'est au moyen de l'oxygénation du soufre par un corps oxydant. Voici quel est le mode d'opération que l'on suit. on fait brûler du soufre d'une manière régulière dans un vase de fonte, dont le couvercle est terminé en forme de dôme muni d'un long tuyau assez large pour porter au loin les vapeurs d'acide

sulfureux qui se forme par la combustion du soufre dans l'air arrivent dans une chambre de plomb; en introduisant ces vapeurs de soufre acides, dans la chambre fermée, on obtiendrait du soufre des sels — mais il faut, donner à cette vapeur de soufre de l'oxigène, pour la transformer en acide sulfurique. On fait arriver dans la chambre de plomb, un courant d'air, au moyen duquel le soufre pour all[...] d'acide sulfureux en se combinant avec l'oxigène de cet air, puis d'un autre côté on fait arriver dans cette chambre de plomb, des vapeurs d'acide nitreux obtenu par la décomposition du nitrate de soude que l'on tire commun; on fait aussi arriver dans cette chambre de plomb un courant de vapeur d'eau qui aide la décomposition de l'acide nitreux. cet acide nitreux décomposé prend des oxigènes emporte et acide sulfureux, se reforme par cela [...] une nouvelle quantité de gaz oxigène qui prend à l'air de la chambre l'acide nitrique formé se ante [...] de la chambre [...] cependant. la vapeur d'eau introduite dans cette opération est nécessaire, et à l'acide sulfurique pour former à l'état liquide, et aussi comme la démontre Davy, favorise la combinaison de l'acide sulfureux avec l'oxigène, cette combinaison n'aurait pas lieu, si l'eau n'existait pas —

Préparation de SO^3 par l'action catalytique acides sulfureux et oxygène desséchés sur de la mousse de platine (Kuhlmann) 1833 chauffé à ce rouge

Mr de la Provostaye démontra qu'il se formait des cristaux composés d'acide sulfurique et d'acide hyponitrique qui sont très peu stables et facilement décomposables par l'eau.

absorption des vapeurs nitreuses

La quantité de vapeurs nitreuses qui se produisent n'est pas entièrement détruite, et il en échappe une grande quantité aussi dans les airs. on absorbe ces vapeurs qui s'échappent de l'appareil au moyen de l'acide sulfurique — ~~on fait arriver les vapeurs~~ dans un grand cylindre de plomb, rempli de coke imprégné d'acide sulfurique — en mettant cet acide dans l'eau on fait dégager toutes les vapeurs nitreuses que l'acide avait absorbé — ces vapeurs nitreuses peuvent parfaitement reservir à une nouvelle oxidation de l'acide sulfureux.

on obtient [...] vapeurs nitreuses [...]

Pour se procurer les vapeurs nitreuses, on décompose le nitrate de soude au moyen de l'acide sulfurique — soit en faisant usage de acide directement sur le nitrate de soude, soit en mélangeant avec le nitrate, du soufre qui en brûlant prend de l'oxigène à l'acide nitrique du nitrate décomposé, et décompose ainsi l'autre portion du nitrate.

100 parties de soufre peuvent fournir 305 parties d'acide sulfurique.

Purification —

L'acide sulfurique ainsi obtenu n'est pas pur, il contient toujours des corps volatiles tels que l'acide nitrique l'acide hyponitrique, ou l'acide arsenieux. Pour débarasser l'acide sulfurique de l'acide nitrique ou hyponitrique qu'il peut contenir, Mr Pelouze a donné un procédé qui réussit très, il mêle à l'acide nitrique concentré 2 ou 3 millièmes de son poids de sulfate d'ammoniaque et le chauffe à une température voisine du point d'ébullition à +160° l'ammoniaque décompose l'acide nitrique ou hyponitrique. son hydrogène ~~[...]~~ aux dépens de l'oxigène d'un de ces deux acides forme de l'eau et l'azote de l'ammoniaque et des acides se dégagent sous forme de gaz — Quand il contient des corps métalliques en dissolution, on étend d'eau, on traite par l'hydrogène sulfuré les métaux se précipitent à l'état de sulfures, et on concentre de nouveau l'acide sulfurique — Quand l'acide sulfurique contient des sels, tels que le sulfate de plomb, le sulfate de soude, et les petites traces de sulfate d'ammoniaque, il faut distiller cet acide, cette opération ne s'exécute pas sans danger. à cause de la grande adhérence du liquide pour les vases, (on emploie des cornues de verre). il y a ~~[...]~~ soubresauts qui occasionnent souvent la rupture de l'appareil, la perte du produit — Il convient alors de rompre cette adhérence, en mettant dans le vase des fils de platine; on attaque l'acide par l'acide sulfurique — le mieux est de le débarasser préalablement des substances métalliques par l'hydrogène sulfuré et de le distiller ensuite dans des [...] qui recouvrent [...]

des acides nitriques ou hyponitriques — Pelouze. reconnaissables par sulfate de protoxide de fer — l'AzO^3 ou acide azoteux d'azote rend les liqueurs colorées en brun foncé due au AzO^2
Corps métalliques
rare aujourd'hui pour addition d'acide sulfurique
Brucine. coloration rouge
narcotine

Sels —

Distillation.

chauffer avec le soufre arsenic et chlore en oxigène acide sulfureux retenu dans l'acide sulfurique

arsenic précipité par acide sulphydrique

—coup trop long — quelques praticiens conseillent de chauffer la cornue par le haut et de descendre graduellement — le mieux est quand on le peut de distiller dans un alambic de Platine.

Concentration de l'acide — L'acide sulfurique, est concentré dans les fabriques, dans de vastes chaudières de Platine, on le soumet à l'ébullition, l'eau seule se dégage.

Mr. Berzelius parle d'un procédé d'obtention des vapeurs nitreuses, en faisant chauffer de la mélasse avec de l'acide nitrique on formerait ainsi des vapeurs nitreuses par la réaction de l'acide nitrique sur la mélasse et il y aurait formation d'acide oxalique; — il conseille de mettre dans les chambres de plomb une certaine couche d'eau qui entretient dans l'appareil une humidité constante.

acide sulfurique anhydre. L'Acide Sulfurique s'obtient sous deux états différents, anhydre, et monohydraté, ou à un degré d'hydratation plus grand.

L'acide sulfurique anhydre s'obtient en chauffant doucement l'acide sulfurique de Nordhausen dans une cornue garnie d'un récipient très propre et entretenu dans une basse température. il faut employer une douce chaleur. le vase est déposé sur un bain de sable — cet acide coule le long du récipient et se rassemble en gouttes qui cristallisent en aiguilles soyeuses blanches, ressemblant à de l'amiante. tenace difficile à couper, peut être roulé entre les doigts comme de la cire sans les attaquer. à l'air, il répand des vapeurs épaisses, acides, indices de son affinité très grande pour l'eau, il reste liquide à +18 et +20°. il entre en ébullition à +25° et se volatilise. sa densité selon Mr Bussy est 1,97. Il n'altère pas la couleur du papier de tournesol bleu, à cause de l'absence d'eau. — le phosphore en contact avec lui brûle instantanément donne lieu à des vapeurs épaisses d'acide phosphorique et il y a un dépôt de soufre — il forme avec le soufre, l'iode, et donne des composés de couleur variée — l'eau reparaît aux dépens de l'acide.

la chaux y brûle dans le gaz de cet acide quand on la chauffe et de même pour la baryte, il y a formation de sulfate de chaux ou de sulfate de baryte. — Cet acide a pour l'eau une affinité très grande au contact de ce liquide il fait entendre un bruit semblable à celui d'un fer rouge plongé dans l'eau, il y a combinaison vive et formation d'acide sulfurique monohydraté — cette combinaison peut même se faire avec explosion si on ajoute de l'eau à une grande quantité d'acide sulfurique anhydre capable de se combiner immédiatement avec elle. à l'aide de la chaleur rouge cet acide se décompose en oxygène et en acide sulfureux. — Cet acide anhydre n'est employé que pour les besoins des laboratoires — Composition — SO^3

acide sulfurique hydraté — L'acide sulfurique concentré peut exister sous trois états d'hydratation différents — soit monohydraté, bihydraté et trihydraté.

Propriétés. cet acide aussi appelé huile de vitriol, acide vitriolique, est liquide, limpide, incolore, oléagineux — sa densité est 1,85 — à 66° aréomètre de Baumé il contient 3 parties d'eau à 63° il n'en contient plus que 2 parties — à +15° sa densité est 1,8427. son point d'ébullition +325° — il peut supporter un froid de −20° sans se congeler — le point d'ébullition de l'acide sulfurique est d'autant plus bas que cet acide contient plus d'eau alors il dégage des vapeurs aqueuses. quand l'acide concentré est en ébullition, celui qui se volatilise, se forme des vapeurs blanches épaisses, à odeur acide et provoquant la toux. —

Congélation. L'acide sulfurique concentré se prend en masse à −40°. s'il contient un peu d'eau il ne peut se congeler. s'il est plus que monohydraté, s'il contient par exemple 3 ou 4 équivalents d'eau — l'acide fumant de Nordhausen se prend à −12° en une masse composée de petites aiguilles cristallines. l'acide aqueux devenait se solidifie à −3° forme des prismes réguliers à six pans aplatis —

Chaleur — soumis à l'action d'une forte chaleur, il se décompose en oxygène et en acide sulfureux.

Pile — ... de la pile, il se décompose en soufre qui se porte au pôle négatif et au pôle positif. on a remarqué une petite masse brune que l'on regarde comme étant du sulfure de platine — pas toujours quand l'acide sulfurique hydraté ... qu'il y a décomposition de l'eau pour oxygéner le platine.

Oxygène – air — L'acide sulfurique n'a aucune action, ni à chaud, ni à froid sur l'air et le gaz oxygène — il s'empare seulement de la vapeur d'eau qu'il peut contenir — il s'empare des particules organiques qui se trouvent dans l'air, et les colore — aussi se colore-t-il à l'air —

Hydrogène — L'Hydrogène le décompose à une température voisine du rouge sombre. Il y a formation d'eau et d'acide sulfureux ou d'eau et de soufre selon que la quantité d'hydrogène aura été assez grande — il se forme aussi de l'acide sulfhydrique —

Bore — Phosphore — Carbone — Le Bore décompose aussi l'acide à une température élevée — partie par le phosphore, le charbon, à la température de + 100° à 150° il se forme des acides phosphorique et carbonique et de l'acide sulfureux — on peut à une haute température décomposer complètement l'acide sulfurique par le charbon et obtenir un dépôt de soufre.

Soufre — Le soufre et l'acide sulfurique semblent paraissent former des combinaisons d'après lesquelles le soufre traité alors à solution et [illegible] une [illegible] bleue transparente. 7 parties d'acide donnent une [illegible] vert et 10 parties une [illegible] bleue — coloré en bleu une certaine quantité d'acide sulfurique fumant. dans cet état on a décomposé en acide sulfureux et acide sulfurique liquide — l'eau les décompose instantanément, dépôt de soufre, et dégagement d'acide sulfureux — études par Vogel et Schweiger —

Chlorure de soufre et acide sulfurique — Iodure de soufre — On connaît des combinaisons de l'acide sulfurique avec chlorure de soufre à divers degrés — le ~~[illegible]~~ acide chlorosulfurique $S^2O^5Cl^2$ a été étudié par M. Regnault — le [illegible] a aussi une combinaison analogue acide sulfoiodique —

Métaux — Un très grand nombre de métaux décomposent l'acide sulfurique concentré, cette action dépend beaucoup de la force de concentration de l'acide — Chauffant du cuivre, du plomb, du fer, de l'étain, avec l'acide sulfurique concentré on forme un [illegible] de métal qui se combine à l'acide sulfurique quand l'acide sulfurique est peu concentré l'eau est décomposée par le métal, par l'intermède de l'acide sulfurique, il y a dégagement d'hydrogène —

(marge :) Éther. acide sulfovinique décomposé par [illegible] alcool — [illegible] gaz oléfiant [illegible] — éther.

Hydracides — Tous les Hydracides excepté l'acide chlorhydrique, et l'acide sulfhydrique sont décomposés par cet acide — acide hydriodique, donne naissance à des vapeurs d'iode.

Des acides — L'acide sulfurique ne peut oxygéner plus fortement les oxacides. les acides hypoazotique et bromique [illegible] se combinent avec lui — la combinaison d'acide hypoazotique et d'acide sulfurique a été obtenue cristallisée dans un mélange représentant, par [illegible] de la ~~[illegible]~~ [illegible] qui se trouve formée de 2 acide sulfurique et de 1 acide hypoazotique — l'eau décompose cette combinaison.

Acide sulfurique et Eau — L'acide sulfurique a pour l'eau une affinité très grande, il la prend partout où il la trouve se combine avec elle, aussi est-il un [illegible] pour dessécher — il décompose les matières organiques [illegible] combinant avec l'eau, et il les carbonise, aussi [illegible] explique la désorganisation des bois, du papier, de la peau, du linge — quand l'acide sulfurique se combine avec l'eau il se dégage une température très grande, aussi faut-il quand on le descend dans l'eau, verser l'acide dans l'eau en remuant le mélange — quand au [illegible] l'acide sulfurique avec 4 parties de glace on produit un froid de — 20°. si au contraire on mêle 4 parties d'acide et une de glace on élève la température.

(marge :) **matières organiques** — sucre transformé en sucre de [illegible] [illegible] — sucre [illegible] acide ulmique au contact de l'air, et [illegible] — acide formique — **glace**

Contractions — Dans la combinaison d'eau avec l'acide sulfurique, à + 100° contractions assez fortes et bien caractérisées — 1/3 d'acide sulfurique et 2/3 d'eau peuvent en se combinant se contracter de 0,03 de leur volume avoir obtenu la densité de l'acide sulfurique = 1,63.

Acides. — L'acide sulfurique déplace les acides quels sont plus faibles que lui [illegible] combinaisons, mais au contraire il [illegible] de ses combinaisons quand on le chauffe avec un acide plus [illegible]; on décompose des [illegible] en sulfate en calcinant avec de la [illegible]

usages nombreux

acide sulfureux (SO^2)

Historique. — Connu dès toute antiquité. étudié par Stahl. et puis par Priestley en 1774. puis par MM. Gay Lussac, Berzelius. Bussy —

Préparation. — 1° Se forme par la combustion du soufre et air libre ou en combinaison avec oxygène — de ce corps.

2° traitant l'acide sulfurique du commerce par le mercure, 1 partie de mercure pour 6 à 7 parties d'acide, dans une cornue devant de capacité double des matières employées — on chauffe de manière à porter le point d'ébullition. — on obtient un dégagement d'acide sulfureux et formation ~~[illegible]~~ de mercure qui s'unit à l'acide sulfurique non décomposé — on remplace [illegible] le mercure —

3° on peut encore le préparer de la même manière au moyen du cuivre.

4° par la voie sèche, chauffer ~~[illegible]~~ 1 partie de bioxyde de manganèse et 1 partie de soufre ~~[illegible]~~ deux corps en poudre fine [illegible] dépend. de l'oxygène du bioxyde — il se forme un sulfure de manganèse —

5° chauffer dans une cornue [illegible] faire bouillir de l'acide sulfurique et du bois. il se dégage alors de l'acide carbonique — le gaz qui se produit est composé de 1 d'acide carbonique et 2 d'acide sulfureux — Vogel [illegible].

Propriétés. L'acide sulfureux est un corps gazeux. incolore, odeur désagréable piquante excite la toux. suffoque les animaux qui le respirent — à une basse température, à la pression de trois à cinq atmosphères il peut se condenser en un liquide — obtenu par M. Bussy. en faisant arriver ce gaz dans un matras placé dans

acide sulfureux liquide: un mélange réfrigérant fait avec 1 de sel marin et 2 de glace pilée — l'acide sulfureux est alors liquide à −18°–20°. liquide incolore transparent, volatil. ébullition à −10°. densité 1,45. peut être maintenu liquide à une température plus élevée que celle de l'air ambiant, en vertu de sa propre évaporation et se refroidir de −10° à −80° d'après Mitchell et se congèle en une masse plus lourde que le liquide — versé dans l'eau pure et à quelques degrés au dessus de 0 il se volatilise dans le champ une partie une autre partie se dissout dans l'eau et une troisième tombe au fond du vase sous forme d'un liquide oléagineux. — en le touchant avec une baguette de verre il entre en ébullition, et l'eau se refroidit assez pour se congeler à la surface. — tellement volatil qu'il peut abaisser la température du thermomètre de +10 à −57° et même à −68 si on opère dans le vide — il congèle le mercure il peut ~~solidifier~~ condenser le chlore et l'ammoniaque gazeux. — sans augmentation de pression — il congèle aussi l'eau ayant l'état sphéroïdal.

Le gaz acide sulfureux est impropre à la combustion —

Eau. L'eau absorbe 37 fois son volume de ce gaz à la température de ~~10°~~ 20° et à la pression de 0,76. — la chaleur le dégage de cette dissolution, quelquefois en faisant arriver le gaz d'ailleurs placé dans un vase entouré d'un mélange réfrigérant — à l'air l'acide sulfureux dans l'eau se convertit en acide sulfurique — la même action se produit par le bioxyde de [illegible] —

Combinaison d'eau et d'acide sulfureux: M. Auguste de la Rive, a découvert une combinaison d'eau et d'acide sulfureux se produisant dans les conditions à la température de ~~10°~~ −1°: cette combinaison se présente sous la forme de lames cristallines [illegible] et incolores qui s'attachent aux parois du flacon.

La dissolution d'acide sulfureux doit être conservée dans des flacons bien bouchés à l'abri du contact de l'air — elle est liquide, incolore odeur et saveur semblables à celle de l'acide gazeux.

Chlore, Brome, Iode. Quand l'acide sulfureux est sec, et le chlore, brome aussi également sec, il n'y a aucune action. — quand ils sont humides ~~[illegible]~~ il y a pour le chlore formation d'acide sulfurique et d'acide chlorhydrique aux dépens de l'oxygène et de l'hydrogène de l'eau décomposée —

Charbon. Le charbon décompose l'acide sulfureux à l'aide de la chaleur, il y a formation d'acide carbonique et de sulfure de carbone — n'absorbe pas l'acide sulfureux ~~[illegible]~~

Oxygène. Bioxyde de baryte. Hydracides. L'acide sulfureux possède aucune action sur le bioxyde de baryte. Parmi les hydracides, l'acide sulfhydrique seul, a de l'action quand ils se mêlent [illegible] l'acide sulfureux il y a formation d'acide sulfurique d'eau et dépôt de soufre. l'action de ces deux corps l'un sur l'autre est quelquefois prompte d'autres fois elle est très lente.

70

oxacides — Les acides nitreux, bromeux, chloreux etc mis en contact avec l'acide sulfureux sont decomposés par ce corps qui leur prend l'oxygène pour former l'acide sulfurique.

action sur le tournesol, les violettes. Rose rouge decoloré par SO^2 retablie par SO^3 (Girard) — Cet acide colore très fortement la teinture de tournesol. Il agit comme decolorant sur les violettes. Cet acide est assez faible et deplacé par toutes les autres acides excepté l'acide carbonique et l'acide hydrogène...

acide sulfurique — On connait un sulfate d'acide d'alsureux, decouvert par Henri Rose, obtenu en faisant arriver de l'acide sulfureux dans de l'acide sulfurique anhydre. dans un mélange refrigérant — corps très peu stable liquide, très acide d'une forme de SO^3 2(SO^2).

Usages. — Employé dans les maladies cutanées en fumigations comme decolorant.

acide Hyposulfurique S^2O^5.

Decouvert en 1819 par Gay Lussac et Welter.

Propriétés. — corps inodore, très acide, rougit fortement la teinture de tournesol. étant concentré, il laisse dégager de la vapeur. Il se decompose en acide sulfureux et en acide sulfurique. Étant concentré dans le vide ... ayant une densité 1,347 en cet état et ... , il se decompose lentement en acide sulfureux et sulfurique; cette decomposition a lieu à l'air et elle est bien plus prompte quand on élève sur le corps de l'acide sulfurique ... la température.

Il n'est decomposé à froid ni par le chlore ni par l'acide nitrique.

acides métalliques — quand il est pur il ne précipite pas les sels de baryte à froid mais en chauffant il precipite ...

Bases — Il forme avec toutes les bases des sels solubles même avec la Baryte et l'oxyde de plomb, et ces sels sont en général parfaitement cristallisés.

Préparation — On peut former cet acide directement en ... le faisant agir l'acide sulfureux sur du bioxyde de manganèse ... au moyen de l'eau.

$$2\,SO^2 + MnO^2 + HO = S^2O^5MnO + SO^3MnO.$$

$$~~SO^3 + S^2O^5~~\ S^2O^5MnO + SO^3MnO + 2BaO = 2(MnO) + S^2O^5BaO + SO^3BaO$$

filtrer. — $S^2O^5BaO + SO^3 = SO^3BaO + S^2O^5$

BIBLIOTHÈQUE DE LA FACULTÉ DE PHARMACIE PARIS

Acide Hyposulfureux S^2O^2

Longtemps connu dans ses combinaisons avec les bases qui portaient le nom de sulfites sulfurés. Berthollet, Vauquelin et Gay Lussac ... et cette ... par Herschell.

... des métaux ... l'acide sulfureux, des sulfures chauffés avec le soufre. ... forme un mélange de soufre et hyposulfite.

Préparé par Persoz en formant un hyposulfite de plomb par double decomposition, et traitant de plomb et de l'hyposulfite ... précipitant le plomb par l'hydrogène sulfuré.

L'acide hyposulfureux est alors obtenu sous forme d'un liquide sirupeux, incolore, inodore, acide.

acide hyposulfurique monosulfuré — S^3O^5.

Decouvert par Mr Langlois en faisant arriver du gaz sulfureux dans une solution concentrée et chaude de carbonate de potasse et jusqu'à ... sulfite ... le bisulfite de potasse en faisant digérer ... à +80 ... de soufre ... liqueur jaune qui dégage ... d'acide sulfureux. On obtient cet acide hyposulfurique mono sulfuré ... de sa combinaison au moyen de l'acide ... et ... en solution dans l'eau.

Liquide incolore, ... , ... fortement acide ... inodore ... facilement decomposable.

acide hyposulfurique bisulfuré S^4O^5.

Decouvert en 1842 par MM Fordos et Gélis. Prend naissance quand on ... par l'iode une solution d'hyposulfite de soude ... combine avec la baryte dont on ... le separer

BIUP - Ms 107-2

Chimie

2ème Cahier

Paul Blondeau

L'acide Phosphorique se présente sous deux états allotropiques, découverts par. Engelhart; ainsi, cet acide, selon qu'il a été obtenu par la voie sèche, ou humide, possède la propriété de précipiter ou ne pas précipiter l'albumine.
Le chimiste remarqua même que l'acide Phosphorique préparé par la voie sèche, perdait la propriété de précipiter l'albumine, quand il avait été mis en contact avec l'eau.
Clarke découvrit que le Phosphate de soude, chauffé au rouge possédait après avoir été redissous d'ailleurs d'autres propriétés qu'il avait d'avoir été exposé à l'action de la chaleur rouge. — Il observa que le Phosphate de soude perdait par efflorescence tout son eau de cristallisation moins un atome qui ne reparaissait chassé que par la chaleur rouge. Ce sel privé de cet atome d'eau jouissait de propriétés différentes de celles qu'il avait avant de l'avoir perdu. — Clarke donna cet acide de ce sel le nom d'acide Pyrophosphorique

Lundi 10 9bre

Des Combinaisons oxigenées du Phosphore

On connait quatre combinaisons oxigenées du phosphore — un oxide et 3 acides — ces acides sont energiques — ces combinaisons sont. 1° l'oxide rouge de phosphore (Ph^3O) l'acide hypophosphoreux (Ph^2O) l'acide phosphoreux (Ph^2O^3) l'acide phosphorique (Ph^2O^5) un cinquieme acide est le resultat de la combinaison de l'acide phosphoreux et de l'acide phosphorique c'est l'acide phosphatique ($Ph^2O^5 + Ph^2O^3$) de Dulong anciennement nommé acide hypophosphorique. L'acide ~~hypo~~ phosphorique se subdivise lui meme en plusieurs acides, qui tiennent aux differens degrés d'hydratation de l'acide phosphorique anhydre. Ces acides decouverts par mr Graham — ne sont que des modifications de l'acide phosphorique et sont ainsi nommés —

1° l'acide metaphosphorique — Ph^2O^5, HO. (monohydraté)

2° l'acide Paraphosphorique $Ph^2O^5, 2(HO)$ (Bihydraté).

3° l'acide phosphorique ord^re $Ph^2O^5, 3(HO)$ (Trihydraté).

—

Acide Phosphorique

Historique — Cet acide fut decouvert par Margraff. puis il fut successivement etudié par Lavoisier, Thompson, Rose, Berthollet, Davy, Berzelius et Dulong —

L'acide phosphorique dans la nature existe assez abondamment dans les os des animaux, ou il existe a l'etat de combinaison avec la chaux, (Phosphate de chaux) ~~Ce~~ il existe aussi mais très peu dans les plantes qui le prennent au sol par aspiration, et ~~le~~ de là dans ceux animaux ~~par~~ qui s'en nourrissent.

On connait l'acide phosphorique sous 4 etats bien differens — d'apres graham 1° l'acide phosphorique anhydre 2° l'acide phosphorique ~~mon~~ hydraté 3° ~~acide phosphorique~~ Bihydraté (~~pyrophosphorique~~) metaphosphorique 3° acide phosphorique trihydraté) ord^re

Acide phosphorique anhydre. (PhO^5)

Preparation — L'Acide phosphorique anhydre s'obtient en faisant bruler du phosphore dans l'air sec, ou dans le gaz oxygené egalement parfaitement sec — ou le phosphore est placé dans une capsule de ~~porcelaine~~ et on l'enflamme sous une cloche pleine d'air sec, ou mieux encore dans un ballon egalement plein d'air sec — ou d'apres le procédé indiqué par mr Berzelius, le phosphore est placé dans une capsule de porcelaine, posée sur un morceau de pierre ponce parfaitement sec, et dans ~~un~~ le ballon de grande capacité, au moyen d'un appareil aspirateur, on determine un courant d'air sec qui arrive ~~par~~ la tubulure du ballon. sur le phosphore enflammé; puis cet air ayant servi a l'oxigenation du phosphore est emporté hors du ballon par le meme courant determiné par l'appareil aspirateur. on place dans le tube de sortie un peu de coton qui laisse passer l'air et retient l'acide phosphorique qui pourrait etre entrainé — (Marchand)

Graham reprit plus tard les travaux de Clarke et decouvrit que le phosphore formait avec l'oxigène trois combinaisons, acides differentes. et remarqua que l'action chimique differait dans chacun de ces acides. en ce qu'ils etaient susceptibles de se combiner pour former des sels neutres — le premier avec un equivalent de base, le second avec deux, le troisieme avec trois — mr Berzelius fait remarquer que mr graham a fait une erreur, en prenant dans le troisieme etat de l'acide phosphorique, un atome d'Eau en vapeur pour un atome de gaz. cet equivalent de vap. d'eau est celui qui dans le premier acide ne peut etre chassé par la chaleur rouge — car les deux derniers acides auraient une egale capacité de saturation, et cependant le dernier acide est susceptible de se combiner avec deux, trois et meme plus, ~~equivalents~~ atomes de base et aurait par consequent une reaction très alcaline —

BIBLIOTHÈQUE DE LA FACULTÉ DE PHARMACIE PARIS

Propriétés. Par la combustion du Phosphore, l'acide phosphorique se forme; il apparait dans le ballon ou dans la cloche, sous forme de vapeurs blanchâtres très épaisses, qui se condensant peu à peu, se déposent sur les parois du vase et au fond, sous la forme d'une poudre blanche et d'un aspect neigeux. c'est l'acide phosphorique anhydre.

Il ne présente aucune trace de cristallisation il est fortement compressible. L'action de la chaleur est inconnue. Scheele et Davy après lui ont constaté la volatilité de ce corps qui affecte au dessus de la chaleur rouge, et après sa fusion, la forme d'un gaz qui se condensait en vapeurs blanches pour former l'acide anhydre. cet acide a pour l'eau une affinité telle que tombant sur elle, il se fait entendre en se dissolvant, un bruit semblable à celui d'un fer rouge plongé dans l'eau. Il sert à cause de cette propriété à dessécher les gaz dans certains appareils. Au contact de l'air atmosphérique cet acide s'hydrate très fortement en absorbant l'humidité de l'air, et il forme alors une masse visqueuse comme une gelée. En s'hydratant cet acide donne lieu à une élévation de température qui n'est pas aussi forte que celle que produit l'acide sulfurique. (il paraît être un peu moins volatil que lorsqu'il est hydraté).

Acide Métaphosphorique. L'Acide métaphosphorique Ph^2O^5,HO est l'acide phosphorique monohydraté. Il se forme en combinant l'acide phosphorique anhydre avec un atome d'eau, il

Préparation. est très difficile de l'obtenir non mélangé avec un peu d'acide Paraphosphorique. On peut cependant l'obtenir, en mêlant l'acide ~~méta~~ paraphosphorique aqueux pendant ou jusqu'à ... avec un excès d'acide phosphorique anhydre. et chauffer en continuant le mélange jusqu'à ce que l'excès d'acide anhydre soit volatilisé. alors cet acide

Propriétés. métaphosphorique, représente sous l'aspect d'un verre transparent. (Ph^2O^5,HO)

Ce corps jouit de la propriété de coaguler l'albumine et est même un réactif précieux pour reconnaître la présence de ce corps.

Il forme avec les bases des sels dans lesquels la quantité de base ~~est proportionnelle~~ remplace exactement la proportion d'eau de l'acide $(Ph^2O^5HO + CaO = Ph^2O^5,CaO + HO)$.

Ces métaphosphates ont la propriété de coaguler l'albumine et de précipiter en masses blanches et gluantes ayant l'aspect de térébenthine, les sels de chaux et d'argent.

$Ph^2O^5,2(HO)$

Acide Paraphosphorique. L'acide métaphosphorique exposé à l'action de l'air humide, passe bientôt à l'état d'acide Paraphosphorique ou Pyrophosphorique. qui est

Préparation. l'acide phosphorique ~~Bi~~ bihydraté. $Ph^2O^5,2HO$. cet acide prend encore naissance quand on expose un phosphate neutre à l'action de la chaleur rouge. on emploie à cet effet du phosphate de soude. c'est cet acide qui fut découvert par Clarke qui lui donna le nom d'acide Pyrophosphorique et qui servit de point de départ aux observations de Graham.

On peut traiter ce phosphate de soude calciné et redissous par du nitrate d'argent, il se forme un précipité blanc qui n'a pas l'aspect de térébenthine comme celui produit par l'acide précédent.

Propriétés — on lave ce Pyrophosphate d'argent et on sépare l'acide pyrophosphorique en décomposant le sel par l'acide chlorhydrique on sépare l'acide du précipité en filtrant — cet acide en cet état n'est point stable, il précipite encore les sels d'argent et l'albumine au bout de qq. heures il se transforme en acide trihydraté — à l'état de solution concentrée il peut se conserver plus longtemps — cette transformation s'opère bien plus vite quand on fait bouillir la solution —

En le calcinant dans un creuset de platine jusqu'au rouge naissant la liqueur abandonne par le refroidissement une masse incolore, transparente un peu molle — dissoute dans l'eau cet acide se comporte comme celui que nous avons obtenu par la calcination du phosphate d'argent —

analysé par Mr Dulong il donna cette composition $Ph^2O^5\,2(HO)$

Mr Peligot dans une solution concentrée d'acide phosphorique trihydraté a remarqué deux sortes de cristaux se former après une longue conservation de la liqueur. Les cristaux surnageant le liquide ont été reconnus pour être de l'acide phosphorique trihydraté — des cristaux inférieurement formés dans le liquide, grenus, retenant toujours de l'eau mère (83%) ont paru être de l'acide bihydraté —

Acide phosphorique trihydraté. acide phosphorique ordinaire $Ph^2O^5, 3(HO)$

Préparation. Cet acide peut s'obtenir de diverses manières — 1° Soit en acidifiant le phosphore par l'air humide au moyen du chlore ou de l'acide nitrique — soit en décomposant les phosphates par l'acide sulfurique étendu

Ebullition avec acide nitrique — 1° on fait bouillir doucement dans une cornue, avant environ 30 grammes de phosphore dans 200 grammes d'acide nitrique à 20° Baumé — cette cornue à laquelle est adapté un appareil condensateur, est chauffée lentement, l'acide azotique en se décomposant cède de son oxygène au phosphore pour le transformer en acide phosphorique, quelquefois même il lui cède tout son oxygène, de sorte que le résultat de l'opération, est l'acide phosphorique qui reste dans la cornue, et du protoxyde d'azote ou de l'azote qui passe dans le récipient. Pendant l'opération il se produit une effervescence plus ou moins grande qui sert de guide pour la conduite de l'opération

Si la quantité d'acide azotique présente ne suffisait pas pour oxygéner tout le phosphore, il faudrait alors ajouter une nouvelle quantité d'acide nitrique, ou mieux encore cohober. — Quand le phosphore est complètement dissous, alors il est complètement transformé en acide phosphorique; pour isoler cet acide de sa solution, il faut continuer la distillation de la liqueur jusqu'à ce qu'elle soit en consistance sirupeuse, jaune, qu'on chauffe après refroidissement et alors on continue l'évaporation dans un creuset de platine que l'on porte peu à peu jusqu'à +150 à +200° de manière à chasser et volatiliser complètement l'acide azotique — il se dégage vers la fin encore un peu de cet acide gazeux, qui a pu se trouver combiné avec l'acide phosphorique et être chassé de cette combinaison par la chaleur — on a alors obtenu l'acide phosphorique trihydraté qui par une chaleur plus forte pourrait passer à l'état d'acide bihydraté et cette chaleur prolongée plus longtemps transformerait ce dernier en acide monohydraté qui se présenterait sous forme d'une masse vitreuse dure, qui par sa solution dans l'eau repasse à l'état d'acide trihydraté

2° *Décomposition du phosphate de baryte par SO^3*

On décompose le phosphate de baryte obtenu par la double décomposition du phosphate d'ammoniaque et du nitrate de baryte — on lave le phosphate de baryte précipité et on décompose de la baryte au moyen de l'acide sulfurique faible qu'on verse peu à peu dans la liqueur — avoir soin de ne pas mettre un excès d'acide. L'acide phosphorique dissous dans la liqueur est ensuite isolé par l'évaporation —

3° *Décomposition du phosphate de plomb obtenu par la décomposition du phosphate des os calcinés —*

On peut encore décomposer le phosphate de chaux obtenu par la calcination des os, dans la composition desquels il entre pour les 2/3 (?) — on traite les os calcinés par l'acide nitrique de manière à dissoudre tout le phosphate, quand la liqueur ne dissout plus rien, alors on filtre, on étend d'eau et on y verse une solution d'acétate ou de nitrate de plomb jusqu'à ce que le mélange ait acquis une saveur sucrée — quand on emploie l'acétate de plomb, il arrive quelquefois que le mélange contient un peu de phosphate de chaux mais on le décompose facilement en ajoutant un peu d'acétate de plomb en excès — le phosphate de plomb formé se précipite — le précipité est ensuite lavé à l'eau bouillante sur un filtre puis calciné au rouge dans un creuset pour le débarrasser des matières combustibles qu'il pourrait contenir. Puis on le met en digestion dans l'acide sulfurique qui décompose l'oxyde de plomb — le sulfate de plomb se précipite et l'acide phosphorique dissous dans les liqueurs est éliminé par l'évaporation — 100 parties de phosphate de plomb exigent 33,45 d'acide sulfurique étendu de 45 à 26 parties d'eau — L'acide phosphorique dissous est amené par l'évaporation jusqu'en consistance sirupeuse puis calciné au rouge dans un creuset de platine. Après avoir débarrassé de l'eau et de l'acide sulfurique en excès — On le débarrasse de l'excès de plomb qu'il pourrait contenir, en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré dans la solution avant de l'évaporer — s'il est ~~dissous~~ en consistance sirupeuse, on précipite le plomb par l'alcool —

4° *Décomposition du phosphate d'ammoniaque.*

On le prépare pour les besoins de la médecine en formant du biphosphate de chaux par la digestion des os calcinés dans l'acide sulfurique. Il se forme aussi un peu de sulfate de chaux qui se précipite. Le phosphate de chaux est mis en contact avec l'ammoniaque et aussitôt que précipite du phosphate neutre de chaux et se combinant avec l'excès d'acide phosphorique forme un phosphate d'ammoniaque que l'on décompose par la calcination dans un creuset de platine.

5° Ébullition de l'acide paraphosphorique dans l'eau le transforme en acide phosphorique

Il faut avoir soin de ne pas opérer dans des creusets de ~~[illegible]~~ ou d'argent parce que l'acide phosphorique retient [illegible]. L'acide nitrique ou l'excès de phosphore qu'il pourrait contenir attaquerait le vase — les creusets de platine peuvent même être endommagés —

~~[illegible]~~ Vases à employer —

acide phosphorique arsenifère — Quelquefois l'acide phosphorique est arsenifère, il doit cet arsenic de plus souvent à l'acide sulfurique employé — l'arsenic y est toujours à l'état d'acide arsenique, en traitant la liqueur par l'acide sulfureux on décompose l'acide arsenique qui cède un équivalent d'oxygène à l'acide sulfureux pour former de l'acide sulfurique et l'acide arsenieux qui reste dans la liqueur est précipité à l'état de sulfure d'arsenic, j'avais en faisant passer dans la liqueur un courant de gaz hydrogène sulfuré —

Cristaux d'acide phosphorique — 3 états différents d'hydratation de l'acide phosphorique — En abandonnant l'acide phosphorique solidifié après sa calcination, pendant quelque temps dans un vase ~~fermé~~ couvert mais non fermé — on peut obtenir des cristaux d'acide phosphorique, ayant la forme de quadrilatères prismatiques légèrement obliques — ou de prismes hexaèdres aplatis, terminés par des sommets à quatre faces et pouvant être clivés parallèlement aux faces du prisme — quelquefois ils sont aciculaires unis comme les barbes d'une plume — tendant que l'acide tombe peu à peu en deliquescence il se forme des cristaux qui ne tardent pas à se liquéfier à leur tour si on ne ferme pas le vase à temps — beaucoup par Brandes. Ces cristaux ont été trouvés composés ainsi $Ph^2O^5,3(HO)$ —

Propriétés. — L'acide phosphorique évaporé de sa dissolution est solide, inodore, incolore, ayant une saveur acide très franche, nullement caustique, rougit fortement la teinture de tournesol; il est plus lourd que l'eau — et ne cristallise que très difficilement à cause de sa grande solubilité dans l'eau évaporé et chauffé vers la fin jusqu'au rouge dans un creuset de platine, il commence à se volatiliser sous forme de vapeurs visibles, cette acide n'a pas lieu quand on opère dans un creuset couvert. On peut alors chauffer jusqu'au rouge blanc sans que l'acide entre en ébullition — Quand cet acide a été maintenu pendant quelque temps à la température du rouge naissant, il acquiert une consistance assez visqueuse pendant quelque temps. On peut même y enfoncer une baguette de verre. Alors il est encore hydraté — Quand on continue l'action de la chaleur très élevée, l'acide phosphorique passe ~~à l'état~~ successivement à l'état d'acide bihydraté puis monohydraté sans qu'on sache à quel degré de température s'opère cette transformation. Dans la transformation d'un phosphate ~~en~~ en pyrophosphate par la calcination, on remarque un phénomène lumineux, sans que l'on puisse constater une augmentation ou une diminution de poids dans le sel, on attribue ce phénomène à un changement isomérique de l'acide — ce phénomène est surtout remarquable avec le phosphate acide de magnésie, ~~il~~ [illegible] dépouillé de matières volatiles et à l'acide et à la chaleur —

– Pile : soumis à l'action de la Pile, l'acide phosphorique vitrifié et légèrement humecté, se décompose, en phosphore qui se rend au pôle négatif et l'oxigène se rend au pôle positif.

Oxygène air : à aucune température cet acide n'a d'action sur le gaz oxigène ni l'air. Ses mais quand ils sont humides s'emparent violemment de l'eau qu'ils renferment.

Metalloïdes : Carbone — Parmi les métalloïdes l'action du Carbone seul a été étudiée — l'acide phosphorique mêlé au charbon et chauffé ensemble ; passe sans être décomposé, mais si on fait passer l'acide phosphorique en vapeurs sur du charbon rouge, alors l'acide est décomposé, ~~abandonne un~~ phosphore qui est mis en liberté et il y a formation d'acide carbonique par la combinaison du charbon avec l'oxigène de l'acide décomposé —

Métaux : Potassium décompose l'acide phosphorique, forme de la potasse et phosphore, mis à ne se combine avec un excès de potassium, forme phosphure de potassium, qui dissous dans l'eau se décompose en ses éléments — phosphure et potassium. Chenard dose le phosphore dans un phosphate en chauffant avec du potassium, — il forme alors un phosphure de potassium qui est décomposable par l'eau — PhH + KO

Mais si on dispose l'acide phosphorique par couches alternatives avec du charbon, dans une cornue de verre à large panse, en chauffant ~~par~~ en commençant par le haut, ~~de~~ manière à conserver à l'acide sa volatilité, on ~~obtient~~ opère la décomposition de cet acide au moyen du charbon et c'est un mode de préparation du phosphore.

On peut encore ôter à l'acide phosphorique une partie de sa volatilité et le mêler alors au charbon en le combinant avec un 1/10 de chaux — on obtient alors un phosphate acide ~~qui est dans~~ c'est le procédé ordinaire de préparation du phosphore.

Eau. ~~[illegible]~~ Berzelius reconnait un phosphate : le phosphate est exposé sur une lame de platine au moyen du chalumeau + quand la masse est en fusion il plonge un fil de fer, alternativement duquel il se forme une combinaison de phosphure de fer qui se forme avec gouttelettes, bulles de matière blanche fondue vite /

Quand on verse de l'eau sur de l'acide phosphorique vitrifié, il se passe à la surface de cet acide des ruptures quelquefois tellement violentes, que des parcelles qui se détachent de l'acide sont quelquefois lancées à des hauteurs assez grandes dans le liquide et même au dessus des bords du vase ~~[illegible]~~ [illegible] et que la couche du liquide se [illegible] assez minces.

Quelquefois l'acide reparaît pour se dissoudre ~~tout~~ d'abord il paraît même insoluble, mais après quelque temps il se dissout parfaitement —

inconvénient des vases de terre — Néanmoins quand on y joint la condition ou une assez grande quantité de chaux, d'alumine, de silice, il n'est plus que très difficilement soluble, et voilà pourquoi il ne faut pas le préparer dans des creusets de terre, ni dans des vases de verre —

acide phosphorique dissous dans l'eau — L'acide phosphorique dissous dans l'eau forme un acide, liquide incolore, inodore, qui est filant et visqueux quand il est concentré —

avec les Bases — Cet acide phosphorique en cet état retient toujours 3 équivalents d'eau — quand on le combine avec les bases il forme trois classes de sels différents. Tantôt il perd tout son eau pour la remplacer par trois équivalents de base $PhO^5, 3(HO)$. $PhO^5\ 3MO$ — ou bien il retient deux équivalents de bases et un équivalent d'eau $PhO^5, 2(MO), HO$. et enfin il retient 2 équivalents d'eau et 1 de base $PhO^5 2HO, MO$.

alcool et acide phosphorique — acide phosphovinique puis éther — $C^8H^{10}O$.

Il ne trouble pas l'albumine, ses sels précipitent le nitrate d'argent en jaune — il le produit est toujours le même quelque [illegible] en vert à 1 ou 2 équivalents d'eau pour 2 ou 1 de base

Henry Rose en convertissant de l'acide Sulfurique anhydre dans du Chlorure de Phosphore, a obtenu un composé de ces deux corps qui n'avait été défini. On verse l'acide sulfurique dans le Chlorure de Phosphore jusqu'à ce que cet acide ne reste plus en solution dans le liquide — cette Combinaison d'acide chlorure de soufre, et d'acide chlorure de Phosphore est liquide.

Usages de l'acide Phosphorique — dans le traitement de l'orge — Ph^2O^5,HO évaporé avec les matières organiques incombustibles — Phosphate d'ammoniaque

Acide Phosphoreux (Ph^2O^3)

Historique et Préparation —

1°. *Décomposition par l'eau du protochlorure de Phosphore* — Davy découvrit cet acide en examinant l'action de l'eau sur le protochlorure de Phosphore — l'eau est décomposée par le chlorure, il se forme de l'acide Chlorhydrique et de l'acide Phosphoreux — par une Évaporation convenablement ménagée l'eau entraîne l'acide Chlorhydrique et l'acide Phosphoreux cristallise —

2°. *Exposition du Phosphore à l'air libre à +20°* — Le Phosphore exposé à l'air libre et à une chaleur qui ne dépasse pas +20° répand une lueur pâle exhale une fumée blanche qui a une odeur alliacée et qui se combinant avec l'humidité de l'air se condense en un liquide qui est l'acide Phosphoreux —

3°. *Phosphore chauffé dans un tube —* — En faisant chauffer le Phosphore dans un tube de verre à la lampe à alcool, et ne permettant qu'un accès ménagé au gaz oxygène — le Phosphore brûle avec une flamme verdâtre, et répand des vapeurs blanches qui se condensent dans la partie ascendante du tube en une poudre blanche qui refuse de cristalliser. Il est alors très volatil — a une très grande affinité pour l'eau et peut se combiner avec ce liquide d'une manière assez vive pour qu'il y ait production de Lumière —

3°. *Courant de Chlore sur du Phosphore dissous dans l'eau chaude* — Dreyer prépare ce corps en tenant le Phosphore en solution dans l'eau chaude et y faisant arriver un courant de Chlore — Le protochlorure de Phosphore qui se forme est immédiatement décomposé par l'eau en acide Chlorhydrique et en acide Phosphoreux — une distillation ménagée sépare l'acide Chlorhydrique — l'acide Phosphoreux reste sous forme d'un liquide visqueux dont on achève la concentration dans un vase de Platine ou mieux encore sous le récipient de la machine pneumatique sous lequel on a placé des morceaux de potasse hydratée qui absorbe l'eau et l'acide Chlorhydrique.

Propriétés — — cet acide est incolore, liquide, très acide, rougit fortement le tournesol — desséché parfaitement il est incolore — par une évaporation lente il est susceptible de cristalliser — en parallélépipèdes transparents — facilement décomposé à une température de +250°: son eau est décomposée, et on obtient de l'acide Phosphorique et de l'hydrogène Phosphoré — $2.Ph^2O^3,(HO) = Ph^2O^5 + Ph^2H^4$.

On reconnaît la présence de l'acide Phosphoreux dans l'acide Phosphorique en traitant le liquide par l'acide sulfureux qui forme de l'acide Phosphorique en donnant de l'oxygène à l'acide Phosphoreux dépôt de soufre — (Vallier)

À l'air libre il absorbe lentement et se convertit en acide Phosphorique très hydraté. Cette transformation a lieu d'autant plus vite que l'acide est plus étendu — il donne de l'acide Phosphorique quand on le met en contact avec le gaz oxygène ou les acides —

Il faut le conserver dans des flacons bien bouchés

Acide Phosphatique (Ph^2O^5, Ph^2O^3).

L'acide phosphatique ainsi nommé par Dulong avait d'abord été obtenu par Davy, qui l'avait nommé acide phosphoreux, puis il avait reçu le nom d'acide ~~hypophosphorique~~ hypophosphorique. — Dulong démontra que cet acide n'était pas un acide libre, mais bien une combinaison de l'acide phosphorique avec l'acide phosphoreux —

Préparation — Davy le prépara le premier et on obtient encore ce produit maintenant en plaçant des bâtons de phosphore dans des tubes de verre réunis dans un entonnoir et ~~[illegible]~~ placé sur un flacon; recouvert par une cloche placée sur une assiette contenant de l'eau; on gêne l'accès de l'air dans cette cloche, et cet air ~~[illegible]~~ entretenu humide par l'évaporation continuelle de l'eau placée sous la cloche, oxyde lentement le phosphore qui se convertit en acide phosphatique et coule par l'entonnoir dans le flacon placé au-dessous —

Au commencement cette liqueur n'est que de l'acide phosphoreux mais peu à peu la quantité d'oxygène ~~ayant~~ a augmenté ~~[illegible]~~ cet acide se transforme en le composé indiqué —

Propriétés — par une évaporation lente opérée à l'air, ou sous une cloche à côté d'un corps qui absorbe facilement les vapeurs d'eau, à la température ordinaire cet acide se concentre en une liqueur visqueuse.

Ce composé traité par les bases se décompose pour former des phosphates et des phosphites.

Acide Hypo-phosphoreux (Ph^2O).

Préparation — L'acide hypophosphoreux se prépare en décomposant l'hypophosphite de baryte par ~~l'acide~~ l'acide sulfurique — on forme un sulfate de baryte insoluble qui se précipite et l'acide hypophosphoreux reste dans la liqueur —

On prépare l'hypophosphite de baryte en faisant bouillir dans l'eau le phosphore et la baryte.

$2(PhBa) + 2(HO) = Ph^2OBaO + PhH^3 + HO$

découverte — Cet acide a été découvert par Dulong.

Propriétés — C'est un liquide qui peut avoir une consistance sirupeuse et peut même cristalliser.

Il a le caractère d'une acidité franche et forme avec les bases des sels qui sont très solubles. — ~~soumis~~ Soumis à l'action de la chaleur il se décompose en phosphure d'hydrogène, en phosphore plus un peu d'acide phosphorique $3(Ph^2O), HO = Ph^2H^6 + Ph^2 + Ph^2O^5 + O$.

Son action sur les hydracides est la même que celle de l'acide phosphoreux —

Les acides puissants tels que l'acide nitrique ... lui donnent de l'oxygène pour le transformer en acide phosphorique trihydraté —

de même si on le chauffe fortement.

donne avec les alcalis des sels qui sont très stables, ainsi que avec les oxydes métalliques en libre bouillant —

Oxyde de Phosphore Ph.

L'Oxide de Phosphore a été étudié par Mr Leverrier.

Préparation. 1° Il se forme par la combustion du phosphore dans l'air ou le gaz oxygène, il y a toujours au fond de la capsule un oxide rouge qui est l'oxide rouge de phosphore il est toujours mêlé avec un peu de phosphore qui n'a pas été brûlé.

2° Il se forme encore mieux quand on fait arriver un courant de gaz oxygène sur le phosphore dissous dans l'eau, la combustion du phosphore se fait avec un dégagement de lumière assez vif. Il se produit de l'acide phosphorique qui se dissout et l'oxide rouge de phosphore formé apparaît dans la liqueur sous forme de flocons légers de couleur rouge cinabre. quand la combustion est terminée on agite le flacon et on décante de suite — l'oxide rouge se dépose par le repos et on le lave pour l'avoir pur.

On se débarrasse facilement par la chaleur du phosphore en excès qui est volatil, et l'oxide rouge est fixe.

Propriétés. cet oxide est rouge inodore, insipide, il est phosphorescent dans l'obscurité, s'enflamme plus tard que le phosphore, il faut le chauffer jusqu'au rouge.

Selon Mr Liebig sa formule est Ph^3O — selon Thénard il est Ph^2O^2 selon Mr Leverrier Ph^4O.

Il est insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles —

Chauffé dans un tube fermé à l'abri du contact de l'air il se transforme en acide phosphorique et en phosphore

Au contact de l'air, chauffé il se transforme totalement en acide phosphorique.

Le soufre n'a aucune action sur lui —

* Le Chlore sec ou humide enflamme cet oxide et donne lieu à de l'acide phosphorique et de du perchlorure de phosphore.

Il peut détoner fortement au contact subit du Chlorate ou du nitrate de Potasse à la température peu élevée cette détonation est moins forte.

— avant que Mr Schrötter n'eût fait ses expériences on considérait deux oxides de phosphore l'un blanc et l'autre rouge mais ce chimiste a démontré que la croûte blanche qui se forme sur le phosphore est un hydrate de ce corps.

D'autres chimistes le considèrent comme un état particulier de ce corps.

Phosphate d'oxide de phosphore. Mr Leverrier a démontré l'existence d'un phosphate d'oxide de phosphore — corps jaunâtre pour forme d'une croûte qui se forme par la réaction du phosphore sur le perchlorure de phosphore.

Sa formule est $Ph^2O, Ph(HO)O^5$

L'hydrate de phosphore est $Ph^2O, 2(HO)$

80 Le Mercredi 12. 9bre

Des Composés Oxigénés de l'Azote.

L'oxigène en se combinant avec l'Azote forme cinq composés — deux combinaisons gazeuses ne sont point acides savoir le Protoxide et le Deutoxide d'azote. puis 3 combinaisons acides, l'acide nitreux, l'acide hyponitrique et l'acide nitrique

Acide nitrique (Az O⁵)

Historique. L'acide nitrique fut découvert ~~vers~~ 1225 par Raymond Lulle en distillant un mélange de nitre et de salpêtre et d'argile — Il fut appelé Esprit de nitre — en 1784 Cavendish le décompose et nous fit connaître ses principes constituants — Puis il a été successivement étudié par MM. Davy Dalton Gay Lussac —

Préparation. On prépare l'acide Azotique en chassant cet acide de ses combinaisons au moyen d'un acide plus fort —

à froid : Quand on ~~fait un~~ verse sur du nitrate de potasse ou de nitrate de soude un acide plus fort que l'acide nitrique il y a dégagement de vapeurs blanches d'acide nitrique, cette réaction a lieu même à froid, mais elle ~~a lieu~~ s'opère avec plus de force quand on élève un peu la température parce qu'à froid la volatilité de l'acide nitrique est faible — on emploie le plus souvent l'acide sulfurique

à chaud. Si on fait dans une cornue tubulée ou non ~~...~~ un mélange à parties égales de nitrate de potasse ou de soude et d'acide ~~nitrique~~ sulfurique on obtient une masse compacte qui par l'effet de la chaleur devient d'une consistance liquide comme de l'huile il vaut mieux mettre une quantité d'acide sulfurique double du nitrate employé — Il faut avoir soin de chauffer au bain de sable pour agir à un degré de température toujours égal ± 125°

On observe au commencement de l'opération un abondant dégagement de vapeurs rutilantes qui sont de l'acide hyponitrique — pendant un certain temps ces vapeurs disparaissent pour reparaître plus tard —

L'acide ~~nitrique~~ se trouvant ~~...~~ que combinaison avec un atome d'eau, cet atome d'eau lui étant enlevé par l'acide sulfurique convertit à la chaleur décompose l'acide nitrique ~~en azote~~ en acide nitreux et Bioxyde d'azote qui passant à l'état d'acide hyponitrique donne des vapeurs rutilantes. et on observe alors un dégagement d'oxigène.

Toutes les vapeurs d'acide nitrique se ~~...~~ condensent dans un récipient entouré d'eau à glace, refroidi en faisant couler un filet d'eau continuellement.

quand on introduit l'acide sulfurique dans la cornue, il faut avoir soin, de l'introduire avec un entonnoir, ou par la tubulure de manière à ne pas mouiller les parois de cornue, l'acide sulfurique qui mouillerait ces parois pourrait être entraîné par les vapeurs d'acide nitrique pendant la distillation

Le sel obtenu à la fin de cette opération est du bisulfate de potasse, parceque la quantité d'acide sulfurique employé est double de celle qui eût été nécessaire pour neutraliser la potasse du nitre — une moitié de l'acide sulfurique s'unit à la potasse, et dégage l'acide nitrique qui s'empare de l'eau abandonnée par l'acide sulfurique au moment de sa combinaison avec la potasse; et l'autre moitié se combine avec le sulfate de potasse formé sans perdre son équivalent d'eau

avant Phillips qui conseilla l'emploi d'une quantité double d'acide sulfurique, on n'employait que la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour former sel neutre ~~[illegible]~~ avec la potasse, du nitrate décomposé. Dans l'emploi de cette méthode reconnue vicieuse, on mettait pour 100 parties de nitrate; 48 parties d'acide sulfurique aussi dans cette opération remarquait on ~~certains~~ phénomènes qui nuisaient à l'opération — La théorie de ces divers phénomènes est donnée par Mitscherlich à la température de +125° la moitié du sulfate de potasse était décomposé, et l'autre moitié se boursouflait dans la cornue par l'effet même de la chaleur, et pouvait sortir dehors — par une augmentation de chaleur — on observait dans l'appareil un dégagement de vapeurs rutilantes. et un dégagement d'oxygène, du à la décomposition de l'acide nitrique, en acide nitreux et en oxygène — Phénomène expliqué par le défaut d'eau nécessaire à l'acide nitrique pour être stable ce que ne pouvait lui fournir l'acide sulfurique — aussi Phillips en se fondant sur cette théorie, propose l'emploi d'une quantité double d'acide sulfurique; il obtient alors la presque totalité de l'acide nitrique sans décomposition. il avait trouvé que l'acide nitrique se combinait avec 1 1/2 autant d'eau que celui qui était fournie par la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour former un sulfate neutre

Mitscherlich fit voir que cette décomposition n'était pas due exclusivement au manque d'eau, mais bien à ce qu'à la température de +125° l'acide sulfurique ne peut réagir sur le nitrate de potasse, avant d'avoir formé du bisulfate avec la potasse de ce sel; il faut pour que l'action de l'acide [illegible] sur le sulfate de potasse puisse avoir lieu, employer une chaleur assez forte pour opérer la décomposition de l'acide nitrique

Aussi remarque-t-on une grande différence dans les acides obtenus par chacun des deux procédés — En n'employant que la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour former un sulfate neutre, on obtient un acide nitrique rouge parce qu'il contient de l'acide hyponitrique celui-ci en mélange — on peut parfaitement le décolorer par l'ébullition.

L'acide nitrique obtenu par le second procédé, en employant une quantité d'acide sulfurique double de la première, est blanc, ou à peu près — ayant une légère teinte jaune.

Purification

L'acide nitrique du commerce et même celui qu'on a obtenu dans les laboratoires, n'est pas toujours pur, — l'acide du commerce contient des sels fixes, tels que sulfates, chlorures — on ajoute peu à peu à l'acide nitrique une solution concentrée de nitrate d'argent jusqu'à ce qu'il cesse de former un précipité avec le chlore, le précipité de chlorure d'argent se forme lentement — quand on a reconnu qu'il ne se forme plus de précipité l'acide nitrique contient alors du sulfate d'argent et un peu de nitrate en excès, on le débarrasse de ces sels par la distillation dans une cornue chauffée dans un fourneau à réverbère à [illegible] — la distillation se fait jusqu'à siccité, et on fractionne les produits de manière à obtenir l'acide à différents degrés de concentration. Celui qui passe le premier marque 20° Baumé, et la concentration s'en va augmentant jusqu'à ce que l'acide pèse 42° — On précipite les sulfates et l'acide sulfurique au moyen du nitrate de baryte — il faut dans l'emploi de ce sel avoir soin d'étendre l'acide préalablement d'une assez grande quantité d'eau pour que le nitrate de baryte puisse se dissoudre et être attaqué par l'acide sulfurique —

L'analyse de l'acide azotique se fait directement — au moyen de l'azotate de plomb — qu'on décompose ensuite par le cuivre métallique

$AzO^5PbO + 5Cu = PbO + CuO^5 + Az$

on agit à une température un peu élevée —

Pour priver l'acide nitrique de l'acide nitreux qu'il peut encore retenir, M. Millon, entre le procédé de M. Dumas qui consiste à chasser l'acide nitreux par un courant de gaz acide carbonique qu'on fait arriver au fond du flacon, M. Millon propose de transformer l'acide nitreux en acide nitrique, en lui donnant de l'oxygène, pour cela il verse dans l'acide nitrique impur, une certaine quantité de bichromate de potasse, 1 gr de bichromate pr 100 d'acide. et l'acide nitreux se transforme en acide nitrique aux dépens de l'oxygène de l'acide chromique — cette addition suffit pour purifier les acides nitriques dont la densité ne dépasse pas 1,28. Il faut pour les acides d'une densité supérieure, recourir à d'autres moyens; — Il faut d'abord les concentrer. Pour préparer ces acides concentrés on sépare d'abord les premiers produits de la distillation de l'acide nitrique du commerce, faite au moyen de la cornue de [illegible], ainsi l'acide se débarrasse de la partie de l'eau qu'il contenait; puis mélangé à son volume d'acide sulfurique, préalablement concentré on obtient à la distillation, un acide très dense, et au moyen de distillations fractionnées, on arrive à avoir des acides ayant des degrés de concentration plus grands —

En distillant sur l'acide sulfurique, l'acide nitrique en entraîne toujours une certaine portion, et l'acide sulfurique retient toujours des quantités notables d'acide nitrique bien que la température soit élevée jusqu'à +300° on obtient un dégagement d'oxygène pur, et dans la cornue il reste une certaine quantité d'acide sulfurique et de bioxyde d'azote combinés —

L'acide nitrique séparé de l'acide sulfurique par une seconde distillation est toujours fortement nitreux, on le fait alors bouillir tout en y faisant passer un courant —

d'acide Carbonique — on recommence cette opération, jusqu'à ce que la Densité de l'acide nitrique ne dépasse pas 1,50 —
Quand après une première distillation, l'acide est presque incolore on achève sa décoloration en ajoutant dans la liqueur un peu de nitrate d'urée blanc

Réactifs de l'acide nitreux — On reconnait dans cet acide nitrique, la présence de l'acide nitreux par différents réactifs. L'Indigo est décoloré; l'Urée est immédiatement décomposée. il y a formation d'eau égale avec les chlorures qu'elle contient. — l'Iode des Iodures, et le Soufre des monosulfures sont précipités — Les Protosels de Fer sont colorés en brun et le Ferrocyanure de Potassium coloré. — Mr Millon a découvert et démontré que le réactif le plus certain pour déceler la présence de l'acide nitreux dans l'acide nitrique c'est l'acide Sulfhydrique — L'acide nitrique étant étendu de une ou deux fois son volume d'Eau, les moindres traces d'acide nitreux sont reconnues. à la teinte opaline que prend la liqueur. il y a même formation d'ammoniaque

Propriétés. — L'Acide Nitrique quand il est pur, est incolore, son odeur est forte, particulière, saveur forte corrosive; tache la peau en jaune, ainsi que les matières animales; cette tache au contact des alcalis prend une teinte brune; — l'action de l'acide nitrique sur le tournesol est très prononcée & le caractérise d'une grande acidité. — cet acide est à divers états de concentrations et le degré d'ébullition augmente avec la concentration.

a 1 équivalent d'eau sa Densité est 1,512. Ébullition à + 86°
à 2 équivalents ——— 1,48. ——— à + 123°
à 4 ——— 1,42 ——— volatil + 128°.
à 8° ——— 1,37 — indéterminé —
à 16° ——— 1,25 — indéterminé —

Le Point de Congélation est variable
a 1 équivalent d'eau il se congèle à — 55.
a 2 équivalents le point de Congélation est indéterminé.
à 4 ——— il est volatil à + 128.
à 8 ——— Congélation à — 19°.
à 16 ——— Congélation à — 40°
à la température de — 50° l'acide nitrique congelé prend la consistance de Beurre.

Les Rayons solaires agissants même indirectement, décomposent l'acide nitrique il y a dégagement de gaz oxygène et il reste dans la liqueur de l'acide hyponitrique qui la colore en brun — la décomposition de l'acide serait complète s'il était concentré. aussi peut on obtenir ces variétés de teinte selon la concentration de l'acide.

L'acide nitrique n'a aucune action sur l'Air et l'oxygène quand ils sont secs, quand ils sont humides il forme des fumées blanches en absorbant la vapeur d'eau, ces fumées sont d'autant plus épaisses que l'acide nitrique est plus concentré. —
tous les Métalloïdes excepté le Brome, le Chlore, l'Azote sont capables de décomposer l'acide nitrique
le Bore au contact de l'acide nitrique passe à l'état d'acide borique — $AzO^5 + B = BO^3 + AzO^2$.
Le Carbone a une action analogue. CO^2 et AzO^2.
le Phosphore traité par l'acide azotique bouillant et opérant dans un vase qui n'admette point l'accès de l'air, décompose complètement l'acide nitrique — $AzO^5 + 2Ph = Ph^2O^5 + Az^2$
Soufre action moins vive il faut une élévation de température $= SO^3 + AzO^2$.
Selenium agit presque pas à l'aide de chaleur. $= SeO^2, + AzO^3$

84

L'Iode chauffé avec acide nitrique donne naissance à un acide iodique.

L'acide nitrique attaque tous les métaux excepté le chrome, tungstène, Colombium, Cerium, titane, osmium, Rhodium, platine, or, Iridium — on peut classer l'action de l'acide nitrique sur les métaux, en trois modes d'action différents — L'action est nulle comme dans les métaux précités — Il forme des nitrates en se décomposant en partie, une portion se décompose ou le métal est acidifié avec acide pour former un métal (argent mercure cuivre) — Il acidifie certains métaux tels que le Bismuth, le Cobalt, étain — mais tout quand il est concentré — quelquefois il y a dégagement de nitrate d'ammoniaque et même la nature des gaz varie dans le cours même de l'opération — surtout quand elle se fait à froid — quand l'acide n'est pas trop étendu d'eau il y a dégagement de Calorique quand le métal est divisé comme les fers en limaille, l'action est beaucoup plus prompte et plus vive — quelquefois même comme avec les métaux acidifiables, quand ils sont chauffés il y a inflammation — Fourcroy et Vauquelin avaient depuis longtemps remarqué que ce dégagement de nitrate d'ammoniaque dans la réaction de l'acide nitrique sur un métal était d'autant plus grand que la proportion de métal qui devait être transformé en nitrate était plus faible pour qu'un métal fut soluble dans l'acide nitrique, mais MM Favre et Gelis, ont fait voir que les gaz avait pas décelés pour cette réaction —

L'Eau se combine avec l'acide nitrique avec dégagement de chaleur plus ou moins fort selon que l'acide est plus ou moins concentré — l'eau ne contient que 1/5 de son poids d'acide nitrique, ce liquide est formé alors il est altéré d'autant moins votatis qu'il est dans l'eau en moins grande quantité —

L'Ammoniaque se combine fortement avec l'acide nitrique par la réaction de ses combinaisons pour former un nitrate d'ammoniaque

Chauffé avec acide sulfurique concentré ($1 AzO^5, 4 SO^3$) il y a dégagement d'oxygène et d'abondantes vapeurs rouges. L'acide sulfurique s'empare de l'eau de l'acide nitrique qui devenu libre se décompose.

L'acide Chlorhydrique gazeux passant dans l'acide nitrique il y a formation d'eau de Chlore et d'acide hypoazotique $Cl H + Az O^5 = Az O^4 + Cl + HO$ — le même effet se produit quand on fait un mélange en diverses proportions d'acide nitrique liquide et d'acide chlorhydrique également liquide. il y a formation d'Eau régale.

Le Bioxide d'Azote passant dans des flacons au Woolf contenant de l'acide nitrique à différents états de concentration ajouté de 1,15. jusqu'au plus haut degré — la coloration qui est nulle dans le premier flacon, varie du vert au pourpre et au brun foncé parce que l'acide absorbe plus ou moins de Bioxide en raison de son degré de concentration — au moyen de la chaleur et par le procédé de Millon, on peut parfaitement chasser le Bioxide d'azote de cette combinaison

L'acide nitrique est décomposé par l'Hydrogène sulfuré et l'Hydrogène bromé — il y a dépôt de Soufre de Br.

il décompose les Chlorures, Bromures Iodures alcalins de même que l'acide chlorhydrique — surtout quand il contient de l'acide nitreux, par exemple l'acide nitrique du Commerce

acide por. a preus rouge

Il agit sur les métaux comme tous les acides pas avant il
déplace les acides de leurs combinaisons pour former les nitrates avec la
base, mais il faut qu'il ne soit pas concentré, ainsi l'acide nitrique
concentré ne fait pas effervescence quand à la vase sur ces Carbonates
l'acide étendu produit une effervescence d'une manière très forte.
Il oxyde les métaux pour se combiner avec eux.

L'acide azotique décompose presque toutes les matières organiques
à froid ou à chaud. et est lui même décomposé, forme de l'eau et de
l'acide Carbonique avec une portion de l'oxygène et du Carbone de
la matière décomposée - forme presque toujours de l'acide oxalique
et quand la matière est très carbonée comme les Résines il forme alors
un Tannin artificiel -

avec le Sucre, ~~la gomme~~, l'amidon, le ligneux, il donne de l'acide
oxalique et oxalhydrique. avec la Gomme, le sucre de lait, l'acide
pectique il donne de l'acide mucique, et oxalique. - avec les matières
azotées (fibrine, albumine, gélatine, caséine, gluten, soie) de l'acide
picrique et oxalique - avec l'acide urique il donne l'acide purpu
rique et oxalique

le Papier traité par l'acide nitrique donne naissance à un corps
très inflammable que Mr Braconnot a nommé Xiloïdine
Mr Pelouze nitramidon - et Mr Dumas nitramidine
cette Xiloïdine peut aussi être obtenue avec la Cellulose, le ligneux.

L'amidon traité par l'acide nitrique étendu donne naissance à
du sucre.

Les Résines traitées par l'acide nitrique sont violemment attaquées,
il y a formation d'un Tannin artificiel. et d'acide oxalique

les Huiles grasses siccatives et non siccatives traitées par l'acide nitrique
offrent un moyen d'analyse de MM. Boudet et Boutet - l'acide
décomposé par ces huiles donne lieu à la solidification des huiles non
siccatives telles que l'huile d'olive. et les huiles siccatives restent liquides

Les Huiles volatiles sont violemment attaquées par l'acide nitrique
décomposition violente, fumées épaisses, et q.q.f. inflammation.
cet effet se remarque sur l'essence de Térébenthine et le Camphre

Il agit sur les Graisses animales en donnant lieu à la formation
d'élaïdine et par suite d'acide élaïdique qui solidifient la graisse
cet effet se remarque parfaitement dans la Pommade oxygénée

~~à l'acide~~ à une douce chaleur l'acide nitrique dissous le Camphre
pour former l'huile de Camphre. il est immédiatement décomposé par
l'eau. si on augmente la chaleur on produit l'acide Camphorique

avec l'Indigo l'acide nitrique concentré exerce une action très
vive, quelquefois il y a inflammation. l'action est plus énergique quand
il est étendu d'eau - d'après les expériences de Buff quand l'Indigo
est pur, il y a dégagement de gaz et d'acide Indigotique et par
suite de l'acide picrique - si c'est l'Indigo du commerce il y a
formation d'une matière résineuse, verdâtre, et de tannin artificiel
Mr Chevreul a remarqué un dégagement d'AzH^3 avec l'Indigo de
Guatemala ?

avec l'Aloès l'acide nitrique donne naissance à des produits diver-
sement colorés, utilisés en teinture pour la soie, et comme à
l'acide aloétique et Polychromatique (Boy) -

Les Bases organiques sont décomposées à froid par l'acide nitrique
on connait un nitrate de Quinine - soluble
la Brucine et la Morphine sont colorées en rouge par l'acide nitrique
traitées par le chlorure d'étain, la Brucine prend une substance violette
et la morphine reste rouge

acide urique traité par acide nitrique prend une couleur rouge violet.

le Tannin est précipité en blanc de ses solutions

Éther nitrique — Mélange avec l'Alcool et à froid l'acide nitrique constitue l'acide nitrique alcoolisé — Sous l'action en portant à l'ébullition il y a peu à peu production d'éther nitreux, des acides oxaliques oxalhydriques et acétique. Par la chaleur la décomposition est complète — AzO, HO, Az, AzO^2, CO^2, AzO^4, $C^4H^4O^4$, une matière facile à carboniser, $C^4H^3AzO^5$. À froid l'acide nitrique a peu d'action sur l'éther hydrique à chaud cette action est très vive —

Protoxyde d'Azote (oxydule d'azote).

Préparation — S'obtient en traitant le cuivre métallique par de l'acide nitrique concentré — on l'obtient très pur par la décomposition par la chaleur de l'azotate d'ammoniaque — $AzO^5, AzH^3 = Az^2O^2 + H^3O^3$.

Propriétés — gaz incolore, inodore, saveur douceâtre sucrée, peut être condensé à 50 atmosphères — liquéfié à $-7°$. Entretient la combustion — phosphore, soufre, fer y brûlent avec un éclat plus grand que dans l'air, et pour que ces corps soient bien allumés — impropre à la respiration — Davy a remarqué qu'on pouvait le respirer pendant 3 ou 4 minutes — L'eau en dissout 80 %.

Bioxyde d'Azote (AzO^2)

Préparation — Se produit toutes les fois qu'on attaque par l'acide nitrique faible un métal, une matière organique — par exemple le cuivre; quand on veut l'obtenir parfaitement pur il faut employer le mercure, ou l'argent.

Propriétés — Incolore, saveur et odeur inconnues — à peine a-t-il été observé à l'état de pureté parce que dans l'air, il passe à l'état d'acide nitreux en prenant l'oxygène de l'air — en faisant passer sous une cloche pleine de ce gaz une certaine quantité d'eau privée d'air on peut le dissoudre, et cette solution n'a aucune action sur la teinture de tournesol. Densité 1,038. — Décomposable par l'électricité et la chaleur. Il peut entretenir la combustion du phosphore si ce corps est mis bien enflammé; le soufre dans les mêmes conditions s'y éteint.

Acide Nitreux (AzO^3)

Planche a fait remarquer que la résine de Jalap mêlée avec la résine de Gayac était colorée en bleu par l'acide nitreux

On a longtemps ignoré la composition de ce corps que l'on ne pouvait obtenir que mélangé, on l'a dernièrement obtenu isolé, en faisant passer un mélange de 400 vol. de AzO^2 et 100 vol. d'oxygène, dans un tube long et chauffé, muni à son extrémité d'un petit flacon à étroite ouverture, le tube et le flacon sont entourés d'un mélange réfrigérant à -18 à $20°$ on obtient alors un mélange incolore mais jaunâtre à la T ordinaire décomposable par l'eau en AzO^4 et AzO^2 ne s'unissant pas directement aux bases, et ne pouvant être isolé de ses combinaisons avec elles —

Acide Hypoazotique (AzO^4)

Préparation — S'obtient par le mélange de gaz nitreux (AzO^2) avec l'air, il y a formation de vapeurs rutilantes, qui peuvent être de l'acide nitreux ou hyponitrique en raison de la quantité d'oxygène que peut absorber le bioxyde d'azote si l'oxygène est en excès, il y a formation d'acide hyponitrique qui est permanent — pour le préparer on fait arriver des deux côtés dans un récipient de l'oxygène et du bioxyde d'azote et on condense les vapeurs dans un mélange réfrigérant — on peut aussi le préparer par la décomposition du nitrate de plomb; ce corps étant chauffé dégage par la chaleur d'abondantes vapeurs rutilantes que l'on condense par un réfrigérant —

L'acide Hyponitrique est liquide, brun, donne des vapeurs irritantes à l'air, très volatil, ébullition à +126°. obtenu cristallisé en beaux cristaux blancs par M. Peligot. En ajoutant une quantité d'eau même très minime, ces cristaux se colorent, mais jusqu'à -9° le p[illegible] peut parfaitement les décolorer. Densité à l'ord. = 1,45.

pr le Vendredi. 14 9bre

Acide Chlorhydrique (ClH)

Connu successivement sous le nom d'Esprit de sel, acide marin, acide muriatique — paraît être découvert par Glauber. Examiné successivement par Henry, Berthollet, Gay Lussac et Thénard, Davy, Berzelius — jusqu'à ce que Gay Lussac et Thénard, il était regardé comme un Oxacide, ces chimistes démontrèrent sa véritable composition.

On obtient l'acide Chlorhydrique en le formant directement au moyen d'une réaction qui a été étudiée par Priestley; mettant le gaz Hydrogène et le Chlore en contact à l'état de gaz naissant. Sur à l'abri du contact de la lumière, alors la combinaison se fait lentement, soit en exposant le mélange à l'action directe des rayons solaires, alors on a une réaction avec détonation, rupture du vase; ce phénomène de combinaison peut aussi se produire par l'intermédiaire d'un corps, par l'effet de la force catalytique.

On prépare l'acide Chlorhydrique dans les laboratoires en décomposant le sel marin par l'acide sulfurique. On verse l'acide sulfurique sur le sel placé dans une cornue et on aide le dégagement du gaz par la décomposition du sel en chauffant légèrement. L'acide sulfurique décompose le chlorure de sodium, son eau se décompose en oxygène qui oxyde le sodium pour former la soude qui forme avec l'acide sulfurique le sulfate de soude. L'Hydrogène s'unit au chlore du chlorure et forme l'acide Chlorhydrique qui se dégage et que l'on reçoit dans des cloches pleines de mercure si on veut l'obtenir gazeux et sec. Si on veut l'obtenir liquide on le reçoit dans les flacons de Woulf en appareil de Woulf. Quand on prépare l'acide Chlorhydrique dissous dans l'eau, il faut avoir soin que les tubes abducteurs ne plongent pas dans l'eau des flacons mais aboutissent seulement à la surface parce que ce gaz étant très soluble dans l'eau se dissout dans le liquide, les couches supérieures tombent au fond du vase à mesure qu'elles ont été saturées par le gaz. Il faut aussi avoir le soin de ne remplir les flacons qu'aux 2/3 parce que seule le gaz en se dissolvant dans l'eau augmente le volume du liquide.

Dans les arts, on emploie pour fabriquer l'acide Chlorhydrique des appareils particuliers, ainsi la réaction de l'acide sur le sel se fait dans des chaudières de fonte et le gaz est amené dans des bouteilles de grès, qui contiennent l'eau où se dissout le gaz. Aussi l'acide ainsi obtenu n'est-il pas pur, il contient ordinairement du chlorure de fer dû à l'action de l'acide sur la vase de fonte où se fait la réaction.

Une opération importante qui doit être préalablement faite est la Décrépitation du sel marin, à cet effet on le fait fondre dans un creuset de Hesse, cette opération préalable a pour but de le priver complètement des matières organiques qu'il pourrait contenir. Anciennement le sel qui était livré aux fabricants d'acide Chlorhydrique était salé et ~~[illegible]~~ mélangé à la suie ou du goudron parce que ce sel ne payait pas l'impôt

et c'est à cette matière qu'on doit attribuer l'odeur empyreumatique que l'on a toujours remarqué dans cet acide

Purification — L'acide Chlorhydrique qu'est en usage du commerce est toujours impur, il contient du Chlorure de fer, qu'il provient de l'action de l'acide chlorhydrique sur la fonte dont la quelle sont faits les vases où se fait la decomposition du sel marin — Pour purifier l'acide Chlorhydrique de l'acide sulfureux qu'il peut contenir, on y fait passer un courant de Chlore qui decompose l'eau il y a formation d'acide sulfurique et d'acide Chlorhydrique.

Mr Lambert a donné un procédé pour reconnaitre la présence de l'acide sulfureux dans l'acide Chlorhydrique, au moyen de l'iodate de Potasse avec l'amidon, s'il y a de l'acide sulfureux on a une coloration bleue, parceque l'acide sulfureux s'empare de l'oxigène de l'acide iodique formant acide sulfurique qui s'unit à la Potasse on a dans la liqueur du sulfate de Potasse et l'iode mis avec colore l'amidon —.

quand on a precipité l'acide sulfurique à l'état de sulfate, alors on distille l'acide Chlorhydrique en ayant soin de mettre dans la cornue des fragments de verre pour aider l'ébullition du liquide.

Mr Barry propose de le purifier de l'acide sulfureux et aussi de l'acide sulfurique en le traitant avec le Chlorure de Baryum le sulfite et sulfate de Baryte se forment et l'acide chlorhydrique reste dans la liqueur.

on a aussi employé le Chlorure d'étain si il n'y a point d'acide sulfureux on ne remarque rien s'il y a de l'acide sulfureux on a un dépot jaunâtre et d'abord brun, de l'oxide d'étain — puis de soufre et dégagement d'hydrogène sulfuré —

— On reconnait le Chlorure de fer par le Cyanure de Potassium on obtient le bleu de Prusse Cyanure de Potassium et de fer —

Propriétés — L'Acide Chlorhydrique gazeux est incolore, fumant à l'air, densité 1,26 rougit fortement la teinture de tournesol; saveur très aigre, odeur très forte excessivement piquante, dangereuse à respirer, il éteint les corps en combustion.

Soumis à un froid de — 50° le gaz Chlorhydrique se condense sans changer d'état. il peut être liquéfié sous une pression de 40 atmosphères —

Exposé dans un tube de porcelaine, à l'action de la chaleur rouge même rouge blanc, il ne subit aucune altération, c'est ainsi qu'il n'agit sur l'oxigène et l'air n'ont de guère d'eau en levant les humidités de ces gaz unis il n'y a aucune réaction —

L'Electricité agit diversement sur le gaz Chlorhydrique si on fait passer un courant d'étincelles électriques à travers du gaz Chlorhydrique, il y a decomposition partielle de ce gaz en Hydrogène et en Chlore; une étincelle électrique enflamme spontanément un mélange de Chlore et d'Hydrogène, et ne l'enflamme pas si le mélange renferme un peu de gaz Chlorhydrique.

L'acide Chlorhydrique n'agit aucunement sur les metalloides si ce n'est le Carbone à une temperature élevé il y a un mélange peu sensible de ces deux corps — Le Charbon étant sous le mercure est introduit dans un vase contenant le gaz Chlorhydrique absorbe assez en grande quantité 85 parties en chauffant ce charbon et même à l'air, il laisse dégager tout le gaz qu'il avait absorbé —

La plupart des métaux décomposent le gaz Chlorhydrique forment un chlorure métallique, et la plupart donne lieu à un dégagement d'Hydrogène égal à la moitié du volume du gaz Chlorhydrique qui disparait.

Les métaux des trois dernières sections n'ont aucune action sur lui.

L'Affinité du gaz Chlorhydrique pour l'Eau est très forte. à la température de zéro, l'eau dissout 480 fois son volume de gaz Chlorhydrique. L'affinité entre ces deux corps est tellement forte que si on met en contact avec l'eau un vase qui contienne de l'acide Chlorhydrique gazeux, l'eau s'y élancera comme dans le vide, et si l'orifice du vase est assez large, la rapidité avec laquelle ~~le gaz~~ l'eau s'élancera, sera assez forte pour qu'il en résulte un choc qui brise l'éprouvette.

La Glace jouit aussi de la propriété absorbante de ce gaz à un très haut degré; si on introduit un morceau de Glace dans une éprouvette remplie de gaz Chlorhydrique, le morceau de glace disparaîtra complètement et il se formera de l'acide Chlorhydrique dissout dans l'eau.

Le gaz Chlorhydrique en contact avec l'Ammoniac gazeux volumes à volumes, il y a combinaison immédiate et formation d'un corps blanc pulvérulent, que l'on reconnait être le Chlorhydrate d'ammoniac.

L'acide Chlorhydrique dissout dans l'eau, constitue l'acide Chlorhydrique liquide. c'est plutôt à cet état qu'il est employé dans la pratique, cet acide dissous est incolore, fumant à l'air, d'une densité 1,17 marquant 22° à l'aréomètre de Baumé. très acide, odeur forte et piquante rougit fortement le tournesol. les propriétés générales du gaz se rencontrent aussi dans le gaz dissous.

En contact immédiat avec l'Air, l'acid. chlorhydrique concentré, répand des vapeurs épaisses et piquantes dues à ce que l'eau de l'air se combinant avec les vapeurs du gaz Chlorhydrique, donnent lieu à un liquide plus pesant qui se précipite et on il résulte que l'acid. étendu ne jouit pas de ces propriétés; l'acide Chlorhydrique fumant à l'air perd cette propriété quand on vient à y verser de l'eau.

Exposé à l'action de la Chaleur, l'acide Chlorhydrique entre promptement en Ebullition, à 110,6. quand on Distille cette liqueur, l'eau et l'acide distillent en même temps, et la densité de la vapeur distillée est 1,10.

Quand on chauffe l'acide Chlorhydrique fumant, il va en s'affaiblissant, de plus en plus jusqu'à ce qu'il arrive à ce degré de saturation où il entre en Ebullition à 110°.

Cet acide très faible peut être considéré comme étant formé d'eau pure et d'acide ne bouillant qu'à +106,6 comme quand on soumet cette liqueur à la Distillation, l'eau pure étant plus volatile, passe elle la première.

L'Electricité est sans action sur le gaz de Chlorhydrique liquide.

Cet acide est sans action sur les Métalloïdes

Il a sur les Métaux la même action ~~que~~ qu'à l'état gazeux, cette action s'exerçant sur tous les métaux attaqués par le gaz, est même plus sensible dans certains cas, par exemple sur le Zinc, le Manganèse, le Fer, l'Etain —
Le Cadmium, le nickel et le Cobalt très divisés sont aussi dissous par l'acide Chlorhydrique; dans tous ces cas il y a production d'un chlorure métallique et dégagement de gaz Hydrogène —
Il est sans action sur les Métaux des trois dernières sections

L'Acide Chlorhydrique mélangé avec l'acide sulfurique constitue un mélange, dans lequel il y a dégagement de chaleur, d'acide Chlorhydrique et formation d'Eau.

L'acide Chlorhydrique à l'état liquide et à l'état gazeux, agit sur l'acide azotique.

Quand on fait passer un courant de gaz acide Chlorhydrique à travers l'acide nitrique, tout l'Hydrogène du premier, se combine avec une partie de l'Oxigène de l'acide nitrique, et de là résulte même à la température ordinaire, de l'Eau du Chlore et de l'acide hypoazotique — le Chlore et surtout l'acide hypoazotique restent en partie dissous dans l'acide azotique non décomposé, et selon qu'il en contient, ils colorent successivement la liqueur en jaune et en jaune rougeâtre.
Si on fait un mélange d'acide chlorhydrique liquide et d'acide nitrique, dans les proportions ($3(ClH)$ $1(AzO^5)$) Il y a au moment même du mélange, coloration de la liqueur en jaune: cette coloration est due, à la formation de Chlore et de l'acide nitreux, qui restent en dissolution, l'oxigène d'une partie de l'acide nitrique et l'Hydrogène d'une partie de l'acide Chlorhydrique forment de l'Eau, le Chlore de l'acide chlorhydrique du mélange devient libre, en même temps que l'acide nitreux provenant de la désoxigénation partielle de l'acide nitrique.
Il n'existe jamais une décomposition complète des deux acides, dès que la liqueur est saturée de Chlore il ne se fait plus de réaction. Ce mélange connu successivement sous le nom de Eau Régale puis acide nitromuriatique hydrochloronitrique est un composé ou mélange d'acide nitrique, acide Chlorhydrique, Chlore, acide nitreux, Eau. Cependant dans ces derniers temps mr Baudrimont a démontré la présence de l'acide nitrochlorique. Chloronitrique

En Contact, soit à l'état liquide, soit à l'état gazeux avec les acides, Chloreux, Chlorique, bromique, Iodique L'acide chlorhydrique les décompose instantanément en donnant naissance avec les deux premiers à de l'Eau et du Chlore, et avec les deux derniers de l'Eau et des Chlorures de Brome et Iode

En Contact avec le Sulfure de Potassium l'acide chlorhydrique est décomposé, son hydrogène se combine au soufre pour donner naissance à l'acide ~~Chlorhydrique~~, sulphydrique, tandis que le chlore forme avec le Potassium un chlorure.

Cette action peut être assimilée à celles qu'il

est susceptible d'avoir sur les autres Sulfures métalliques en donnant naissance selon leurs affinités réciproques à des chlorures et à un dégagement plus ou moins sensible d'Hydrogène sulfuré

avec les Oxides alcalins l'acide Chlorhydrique forme des combinaisons plus ou moins intimes qui dépendent de l'affinité plus ou moins grande qui existe entre l'acide et la base en contact.

L'Alcool à la température ordinaire n'agit pas sensiblement sur l'acide Chlorhydrique; il y a simplement mélange, puis à la longue formation partielle d'Ether, qui résulte de la décomposition de l'alcool et aussi alors, décomposition de l'acide, et se forme du Bicarbure d'Hydrogène et de l'Eau — en distillant cet Ether on obtient l'Ether Chlorhydrique ou muriatique.

L'Acide Chlorhydrique constitue avec les bases salifiables organiques des sels très solubles —

Il agit sur les matières organiques de la même manière que le Chlore et les chlorures.

Il dissout en grande partie les Résines qui sont précipitées par l'eau de cette dissolution —

La plupart des Huiles volatiles absorbent une grande quantité d'acide chlorhydrique et en neutralisent une partie, quelques unes même par cette absorption cristallisent et donne naissance à des composés cristallins qui ont reçu le nom de Camphres artificiels jouissant des mêmes propriétés que le Camphre. cette propriété paraît appartenir aux huiles essentielles de Térébenthine, de Copahu, de Citron, et paraît d'autant plus sensible que l'acide Chlorhydrique est gazeux —

L'acide Chlorhydrique faible s'unit à la Fibrine pour former par suite un composé gélatineux ou chlorhydrate neutre. acide concentré la gonfle et la dissout en bleu. Toutes les Matières albuminoïdes d'après M. Caventou sont dissoutes et colorées en bleu par l'acide Chlorhydrique donc toute matière albuminoïde devra jouir de cette propriété. la Gélatine ne jouit pas de cette propriété.

Les Usages de l'acide chlorhydrique sont assez nombreux dans les Laboratoires il est employé pour préparer les chlorures, le chlore —

Concentré il est Caustique. quand il est convenablement affaibli, il est employé comme Diurétique antiseptique

Guyton de Morveau l'employa à l'état gazeux pour détruire les miasmes dans la Cathédrale de Dijon

En Pharmacie — on prépare une limonade, un Gargarisme — un sirop — (8 gr. d'H pr. 500 de sirop simple préparé à froid —)

comme Siccatif

3e le Lundi 17 9bre de l'Ammoniaque (AzH^3)

Historique — L'Ammoniaque fut autrefois appelé, alcali volatil, alcali fluor, esprit de sel ammoniac — Il fut pendant longtemps confondu avec le Carbonate d'ammoniaque. Ce fut Black qui démontra que ces corps étaient distincts du sel [illegible] on le confondait. — Scheele le traitant par les oxydes métalliques, le décompose et y démontre la présence de l'Azote — Priestley répétant les expériences de Scheele démontre au moyen de l'étincelle que ce gaz était composé d'Hydrogène et d'Azote. En 1785 Berthollet fils analysa exactement ce gaz. — Le Docteur Austin, en mettant de l'Azote en contact avec du fer humide, annonce la formation [illegible] de l'ammoniaque. Cette observation fut confirmée par Vauquelin — Pendant les expériences de Davy sur les alcalis fixes attirent l'attention des chimistes sur la constitution de l'ammoniaque que Davy admit composé d'un métal qu'il nomma ammonium et d'oxygène — par analogie à la potasse et la soude dont il avait isolé les radicaux. Il était persuadé que l'oxygène était un des principes constituants de l'ammoniaque — cette opinion fut partagée par beaucoup de chimistes.

État naturel. L'Ammoniaque se rencontre très abondamment dans la nature à l'état de combinaisons salines — à l'état de phosphate dans l'urine — de chlorhydrate dans la fiente des chameaux — de sulfate dans certaines mines d'alun — carbonate et acétate dans les matières en putréfaction.

Préparation — On prépare le gaz ammoniac en le dégageant d'un de ses sels, au moyen d'un alcali, soit chauffant un mélange de chaux et de chlorhydrate ou sulfate d'ammoniaque — on obtient l'ammoniaque gazeux qu'on recueille à la manière des gaz mais sur le mercure, à cause de sa solubilité dans l'eau. La décomposition du sel se fait même à froid mais elle se fait plus complètement quand on aide cette action au moyen de la chaleur.

On obtient l'ammoniaque liquide en faisant arriver le gaz ammoniac dans les flacons disposés en appareil de Woolf — la solution de gaz ammoniac étant plus légère que l'eau, il faut avoir soin de faire arriver le gaz au fond du flacon, en faisant arriver les tubes adducteurs au fond du liquide.

Monsieur Kuhlmann prépare le gaz ammoniac en faisant arriver [illegible] chauffé dans un tube, un mélange de gaz Hydrogène et de Bioxyde d'Azote [illegible] il se [illegible] la décomposition du Bioxyde d'azote et formation d'eau et de gaz ammoniac qu'on recueille

$AzO^2 + H^5 = AzH^3 + H^2O^2$

on dégage les deux gaz dans des appareils séparés ils arrivent en même temps dans le tube pour se combiner sur la mousse de platine.

La Composition de ce gaz a été donnée par Berthollet fils qui le décomposa en faisant passer un courant d'étincelles longtemps prolongé au travers ce gaz. Il détermina alors le volume des gaz mélangés, en faisant arriver une quantité de gaz oxygène capable de former avec l'hydrogène par sa combinaison avec l'hydrogène du gaz ammoniac — après l'étincelle il y a formation d'eau et l'azote reste mélangé à cette eau. puis en faisant passer un morceau de phosphore dans l'éprouvette, on absorbe la quantité d'oxygène qui a pu rester en excès — Berthollet fils avait ainsi démontré que le gaz ammoniac était composé sur 100 parties de 75 d'hydrogène et de 25 azote. (AzH^3) en volumes)

Théorie de Liebig.
Hymide AzH non isolé
amide — AzH^2
Hydramide AzH^3
Ammonium AzH^4 —

Propriétés.

L'ammoniac à l'état gazeux, est incolore, caustique, d'une odeur vive piquante; excitant le larmoiement, et très alcalin, c'est le seul gaz connu qui ait cette propriété. Il éteint les corps en ignition mais il ne s'enflamme pas — la flamme d'une bougie plongée dans ce gaz s'élargit avant de s'éteindre

L'action de la Chaleur même la plus forte est nulle sur ce gaz.

Le Froid très intense peut le condenser — Clouet et Monge ont tenté les premiers cette expérience ils ont fait arriver le gaz ammoniac dans un tube refroidi, dans un mélange réfrigérant — mais ils remarquèrent que le gaz qui se solidifiait était toujours de l'eau —

Mr Bussy condensa le gaz ammoniac, à l'état liquide en le faisant arriver dans un tube refroidi par l'acide sulfureux solide —

Mr Faraday a obtenu le gaz ammoniac à l'état solide en le condensant dans un mélange réfrigérant et sous une forte pression. Il se sert pour cette expérience d'un tube recourbé en U. fermé dans une des branches est placé du chlorure d'argent, auquel on a fait absorber beaucoup de gaz ammoniac et ce chlorure possède la propriété de pouvoir condenser beaucoup de ce gaz — en chauffant l'extrémité du tube qui le renferme, on fait dégager le gaz ammoniac qui se rend dans l'autre extrémité du tube plongée dans un mélange réfrigérant, le gaz y arrivant en grande quantité se trouve condensé par l'effet d'une forte pression sous une température très basse — aussi on a pu obtenir le gaz ammoniac à l'état solide ayant l'aspect du camphre et ayant aucune odeur, un degré de chaleur le fait repasser à l'état gazeux

ammoniac liquide obtenu par le procédé ordinaire de Faraday. est ammoniac liquide est solidifié

L'action de l'Oxigène est nulle à froid. mais à chaud au contact d'un corps enflammé ~~quand on enflamme~~ un mélange de ces deux gaz il y a inflammation, violente détonation — dans l'eudiomètre par l'étincelle électrique — il y a formation d'eau, l'azote est mis en liberté, mais quelquefois il y a formation d'acide azotique

L'air produit le même effet mais à un degré moindre

Le Chlore réagissant sur le gaz ammoniac, ces deux gaz sont secs il y a inflammation, détonation, production de chlorhydrate d'ammoniaque — l'azote se dégage, ce dégagement d'azote est encore mieux obtenu quand on fait réagir de l'ammoniaque liquide et du chlore le gaz de

dans un long tube de verre, dans un procédé de séparation pour obtenir l'azote très pur.

L'action du Brome et de l'Iode est analogue, on connaît l'Iodure d'azote.

un courant d'ammoniac que l'on fait passer sur du Soufre en fusion est décomposé en partie, il y a formation de Sulphydrate d'ammoniaque et l'azote se dégage.

L'action du Phosphore n'a pas été complètement étudiée.

Le Charbon étant dans les mêmes conditions absorbe à froid une très grande quantité de gaz ammoniac (85) et quand on le chauffe un peu tout le gaz ammoniac se ~~dégage~~ dégage. Quand on fait passer un courant de gaz ammoniac sur du charbon chauffé au rouge dans un tube, il y a formation de Cyanhydrate d'ammoniaque par la décomposition partielle du Charbon et par la ~~comp~~ combinaison du Carbone avec une partie de l'azote et de l'Hydrogène de l'ammoniaque qui forment de l'acide Cyanhydrique qui s'unit à l'ammoniaque non décomposé.

$2(AzH^3) + 2C = C^2AzH, AzH^3 + H^2$

L'Eau prend 600 à 700 fois son volume de gaz ammoniac. ~~quand~~ quand on présente à la surface de l'eau une éprouvette pleine de gaz ammoniac, l'eau s'y précipite comme dans le vide, le choc est si fort que quelquefois l'éprouvette est brisée. En chauffant cette solution d'ammoniac le gaz se dégage. L'eau à +55° ne peut dissoudre le gaz ammoniac. Un morceau de glace introduit dans une éprouvette pleine de gaz ammoniac s'y dissout complètement en absorbant le gaz.

Métaux. Le Potassium chauffé dans le gaz ammoniac, absorbe ce gaz se combine avec lui pour former un azoture ammoniacal de Potassium, qui a été étudié par MM. Gay Lussac et Thénard, est un corps liquide visqueux d'une couleur jaune olivâtre; quand on le chauffe, l'ammoniac se dégage, et on obtient alors une combinaison d'azote et de Potassium. La combinaison première est aussi considérée comme un amidure de Potassium AzH^2,K. Quand on chauffe cet amidure, l'Hydrogène se dégage et on obtient alors un Azoture de Potassium AzK.

Le Fer chauffé fortement à la chaleur rouge naissante dans le gaz ammoniac, décompose ce gaz, en azote et en Hydrogène, on remarque que le fer n'augmente pas de poids mais il est rendu très friable, il est comme désagrégé cependant il est encore malléable. Mr Ampère admet que le fer en cet état est à l'état d'Azoture de fer.

Le Cuivre, l'Argent, l'Or, le Platine, ont une action analogue, mais cependant moins grande que le fer et cette action va en décroissant, selon la plus ou moins grande affinité du métal pour l'oxigène. Ces métaux comme le fer n'augmentent pas de poids.

~~Ac~~ Action des Acides. Oxacides

Quand on fait agir directement un acide sur l'ammoniaque, il y a combinaison directe, mais cette combinaison ne peut être stable s'il n'y a un équivalent d'eau combiné ~~ita~~ avec le sel formé. Aussi ces sels...

action du Bioxide d'azote:
$4(AzO^2) + AzH^3 = H^3O^3 + Az^5O^8$

cette présence obligée de 1 Equivalent d'Eau que se fondaient les chimistes pour appuyer la théorie de l'Ammonium en admettant que l'Eau se dédouble, l'Hydrogène se porte sur l'ammoniaque pour former l'ammonium (AzH^4) qui serait oxidé par l'Oxigène à la manière d'un métal — ainsi le Sulfate d'ammoniaque SO^3AzH^3,HO serait un sulfate d'oxide d'Ammonium SO^3AzH^4O — le Carbonate d'ammoniaque CO^2AzH^3,HO, serait un carbonate d'oxide d'ammonium. CO^2AzH^4O —

Ammonium

La combinaison des acides anhydres avec l'ammoniaque forme des amides — (tels qui ont besoin d'un équivalent d'eau pour passer à l'état de sels ammoniacaux). PhO^5AzH^3 phosphamide — PhO^5AzH^3,HO phosphate d'ammoniaque

Théorie de l'Ammonium.

avec les Hydracides la réaction serait analogue l'Hydrogène de l'hydracide se porterait sur l'ammoniaque pour former l'ammonium, après se combinerait avec le radical de l'acide pour former un sel binaire plus de l'Eau — ainsi le chlorhydrate d'ammoniaque ClH,AzH^3HO. serait un Chlorure d'ammonium plus de l'Eau — $ClAzH^4,HO$ — mais cet équivalent d'eau est démontré n'être aucunement nécessaire pour la constitution du sel, aussi est-ce sur ce fait que s'appuie M. Ampère pour donner sa fameuse théorie de l'Ammonium. Longtemps cette question de savoir si le gaz ammoniac n'était pas un corps analogue à la Potasse et à la Soude, avait agité les chimistes depuis que Davy avait décomposé ces alcalis, et avait isolé leurs radicaux métalliques le Potassium et le Sodium, il pensa que l'ammoniaque devait être le résultat de la combinaison d'un métal avec un oxide ce métal et le nommait ammonium. Berzelius et avec lui beaucoup d'autres chimistes adoptèrent cette opinion, et même Berzelius qui nommait ce radical Nitricum alla jusqu'à calculer les équivalents dans les différentes combinaisons que pouvait former ce radical — Plus tard Liebig donna une théorie encore plus compliquée, il admit une série de combinaisons de l'Azote avec l'Hydrogène, de manière à former des combinaisons en rapports simples, et admet une première combinaison hypothétique qu'il nomme.

Les aluns par exemple l'alun de Potasse exigent toujours dans leur constitution la présence de 25 équivalents d'Eau — l'alun d'ammoniaque ne peut exister sous 25 équivalents d'Eau

$3(SO^3)Al^2O^3+SO^3KO+24(HO)$ -

$3(SO^3)Al^2O^3+SO^3AzH^3+25(HO)$

$3(SO^3)Al^2O^3+SO^3AzH^3,HO+24(HO)$

Théorie de Liebig amide

hymide —	AzH
amide —	AzH^2 analogue au Cyanogène (amidogène)
hydramide —	AzH^3 Ammoniac, hydrure d'amide.
ammonium	AzH^4 —

Davy a cherché à isoler l'ammonium au moyen de la Pile. il plaça au Pôle positif d'une Pile une soucoupe de platine contenant du mercure, avec une solution de sel ammoniac — le Pôle négatif arrivait dans du mercure — en faisant marcher cet instrument il remarqua un boursouflement du mercure au Pôle positif, ce corps prenait une consistance de mousse devenait malléable, il admit alors la combinaison de l'ammonium. AzH^4 avec le mercure — Sans le secours de la Pile, on arrive parfaitement à reproduire ce mercure malléable. on place dans un tube un mélange de mercure et de Potassium — et sur ce mélange on verse une solution concentrée de sel ammoniac on remarque immédiatement une action très vi[ve]

96

la masse du mercure se boursoufle, acquiert un volume beaucoup plus grand, et meme dont crible le long duquel il coule comme une mousse, ce corps est malléable peut être stable à la température ordinaire, mais quand on a essayé de le chauffer, on a toujours remarqué un dégagement de gaz ammoniac –

Oxides métalliques – a la température ordinaire l'ammoniaque se combine intimement avec certains oxides métalliques – il en réduit quelques uns à l'aide de la chaleur –

ne décompose aucun sel de la 1re section au dessous il fait passer quelques uns à l'état de sous-sels –

Sels métalliques – L'ammoniaque précipite certaines solutions salines, en prenant la place des oxides, qui se précipitent – les sels de plomb en blanc sels de cuivre en bleu très foncé – (Eau céleste) –

L'ammoniaque ne précipite qu'imparfaitement les sels de magnésie, parce qu'il forme des sels doubles qui sont solubles, une partie de la base seule est séparée – quelques sels ammoniacaux magnésiens sont insolubles –

L'ammoniaque réagit avec certains chlorures est simplement absorbé – il forme alors des sels qui ont un nom particulier – on admet que l'équivalent d'un métal se combine à l'équivalent d'ammoniac pour former un corps analogue à l'ammonium, et dans lequel un équivalent de l'hydrogène serait remplacé par un équivalent de métal – ainsi on aurait –

avec le chlorure de cuivre – $Cl Cu + Az H^3$
un chlorure de cupramonium $Cl + Az H^3 Cu$ –
avec le deutochlorure de mercure. $Cl Hg + Az H^3$
un chlorure de mercuramonium – $Cl, Az H^3 Hg$ –
avec le chlorure d'argent – $Cl Ag + Az H^3$
un chlorure d'argent amonium. $Cl, Az H^3 Ag$.

L'Or, l'argent, le platine peuvent former l'or fulminant, argent fulminant, platine fulminant après avoir été traités par l'ammoniac –

L'Or fulminant s'obtient en versant de l'ammoniaque liquide dans une solution de chlorure d'or. ~~on obtient alors~~ le métal se précipite sous forme d'une poudre noire qui détone violemment quand on l'expose à une chaleur un peu forte mais se décompose en or et en ammoniaque quand on l'expose à une chaleur modérée –

quelques chimistes admettent un azotate d'ammoniaque d'autres admettent un amidure d'or – $Az H^2 Au$

L'Argent fulminant fut découvert par Berthollet on le prépare en traitant d'abord par la chaux une solution de nitrate d'argent, on recueille l'oxide d'argent récemment précipité et traité par l'ammoniaque, et alors on obtient une poudre grise qui détone violemment à la moindre chaleur – se comporte comme l'or. on a admis un amidure d'argent $Az H^2 Ag$

Le Platine fulminant se prépare en traitant par l'ammoniac une solution de chlorure de platine – devenu moins précieux – détoné – découvert par Davy amidure de platine – $Az H^2 Pt$.

Usages L'Ammoniaque est employé en Pharmacie dans un grand nombre de préparations — Il entre dans la Composition du Baume Opodeldoch — Eau de Luce — Pommade de Gondret — Liniment alcalin — Ether — ammoniacal —
Il est employé en Medecine comme stimulant.
En Economie domestique on l'emploie pour detruire dans les animaux herbivores, la maladie de l'Empoisonnement.
Dans les laboratoires il est employé comme réactif principalement des sels de Cuivre

L'Ether en contact avec l'ammoniaque est decomposé après quelque temps, et il y a formation d'Acétate d'ammoniaque.

Des Sels Ammoniacaux

pl. le mercredi. 19 9bre

L'ammoniaque en se combinant avec les acides forme des sels qui sont presque toujours neutres, quelques uns ont une reaction alcaline — Tous les acides se combinent avec l'Ammoniaque —
Les sels ammoniacaux sont tous incolores, solides a la temperature ordinaire, excepté le bi-fluoborate qui est liquide — leur saveur est piquante, presque tous capables de cristalliser —
L'Action du feu sur les sels ammoniacaux depend de la nature de l'acide dans les differens sels —
Si l'acide est volatil le sel est volatil quelquefois par la volatilisation l'etat de saturation du sel change
Si l'acide est fixe l'ammoniaque se volatilise et a l'etat gazeux —
Dans d'autres circonstances l'acide et l'ammoniaque se decomposent reciproquement, il y a combinaison de l'oxigène de l'acide avec l'hydrogene de la base et formation de produits particuliers —
Le Chlore a la temperature ordinaire decompose les sels ammoniacaux il y a production de phenomenes analogues a la formation du Chlorure d'Azote.
Tous les sels ammoniacaux reagissant sur les amalgames de Potassium et de Sodium ont une reaction particulière il y a decomposition et formation d'un corps analogue a celui qui se forme dans la reaction du Chlorhydrate d'ammoniaque sur l'amalgame de Potassium — La Reaction qui est observé sert à expliquer la theorie de l'ammonium
Les sels ammoniacaux quelque soit la proportion d'acide qui entre en combinaison avec l'ammoniaque sont tres solubles dans l'eau ; ils le sont plus solubles a chaud qu'a froid de sorte que leur dissolution faite a chaud abandonne des cristaux par le refroidissement
Les Bases salifiables alcalins fixes tels que les oxides des metaux de la 1re section — Potasse, soude Baryte, strontiane, chaux, Lithine, decomposent les sels ammoniacaux a froid par le mélange a froid, il y a dégagement d'ammoniaque, cette action est bien observée quand on élève la temperature —

La magnésie décompose aussi les sels ammoniacaux mais en partie seulement.
Les oxides, dont les combinaisons avec salines peuvent former des sels doubles avec les sels ammoniacaux sont aussi capables de les décomposer. — Particulièrement l'oxide de cuivre, ~~le~~ ... de zinc et ~~dont~~ peut être la raison pour laquelle le sel ammoniac décapera le cuivre à chaud —
Les sels ammoniacaux ont une grande tendance à s'unir aux autres sels pour former des sels doubles avec ~~tous~~ les sels de magnésie — les sels solubles de zinc, manganèse, nickel, cobalt, cuivre, au deutoxide de mercure, platine, rhodium, palladium, iridium —
Il faut que les sels avec lesquels ils se combinent soient du même genre qu'eux, ainsi un ~~chlorhydrate~~ avec un ~~chlorure~~ des mixtes précités — Il y a alors formation de sels doubles plus ou moins solides —
Il se forme aussi avec ~~les~~ sulfate d'alumine, ~~avec~~ ~~...~~ alun, alun ammoniacal, mais par la constitution duquel il ~~faut~~ entre aussi ~~...~~ 24 équivalents d'eau, — le sulfate d'ammoniaque forme aussi des sulfates doubles avec les sulfates de ~~fer~~, soude, potasse, sesquioxide de fer, sesquioxide de manganèse, chrome, urane,
On connaît des phosphates doubles d'ammoniaque et de soude, de fer,
On rencontre dans la nature cinq sels à base d'ammoniaque — savoir le carbonate, le phosphate, le sulfate, le chlorhydrate, et le sulphydrate —
Tous peuvent être préparés directement. Cela tient en effet, excepté le carbonate, sulfate et chlorhydrate —
D'après Gay Lussac leur composition dans les sels neutres serait telle montrer que le radical acide serait alors comme 1 à 2 en volume et à l'égal de l'ammoniaque comme 1 à 1. — Ils sont les phosphates, iodates, bromates, azotates, hypoazotates, sulfates, sulfites, carbonates, iodhydrates, chlorhydrates, bromhydrates.

Les sels ammoniacaux peuvent s'obtenir par la combinaison directe d'un acide avec l'ammoniaque on les combine souvent les deux corps à l'état de gaz — les composés qui en résultent sont toujours ou solides ou liquides, il faut prendre des précautions dans la préparation de ces sels, à cause de la contraction qui a lieu par l'effet de la combinaison des ~~gaz~~ gaz.
Parmi les sels ammoniacaux quatre seulement sont employés, soit en médecine soit dans les arts ou comme réactifs — les quatre sels sont le carbonate, le sulfate, le chlorhydrate, le sulphydrate —

cont dela Carb $3(CO^2$

par des ... 664 ... base qui ... de 1 ... ces ... on ... neutr... ... nate

10(C = 9(CO 9(Cl

8(SO^3 9(C +4 +4(H

Carbonates d'Ammoniaque

L'acide Carbonique se combine avec l'Ammoniaque en trois proportions pour former trois sels: un Carbonate, un Sesqui Carbonate et un Bi Carbonate.

L'opinion des chimistes sur la Composition du Carbonate d'ammoniaque est différente. Si on prend deux volumes d'acide Carbonique et 4 volumes de gaz ammoniac, les deux gaz bien secs se combinent et il se forme un depot blanc d'un sel que quelques chimistes ont appelé Carbonamide parceque le corps n'a pas immédiatement les propriétés des sels ammoniacaux, et ne dégage pas non plus immédiatement l'acide Carbonique. Ce corps est considéré comme étant un Carbonate d'ammoniac anhydre, si on lui donne de l'Eau il reprend les propriétés qu'il n'avait pas. Ce corps est très volatil et disparait complètement à l'aide d'une douce chaleur.

On a préparé le Carbonate d'ammoniaque mais en dissolution, on l'obtenait en décomposant par l'ammoniaque un Bi Carbonate. Ce corps se décompose par la dissolution.

Le Sesqui-Carbonate d'ammoniaque qui est le Carbonate d'ammoniaque des Pharmacies, est un sel blanc, caustique, piquant, a une odeur d'ammoniaque très prononcée, verdit fortement le sirop de violettes; se vaporise peu à peu à l'air libre, quand il est renfermé dans des flacons mal bouchés il perd le quart de son ammoniaque et se change en Bi Carbonate; il se volatilise bien au dessous de la chaleur rouge, mais il se décompose en grande partie il se dégage de l'acide Carbonique, et il se forme deux sels différens; un plus volatil $(2(CO^2,AzH^3)+HO)$ et un autre qui contient un peu plus d'acide Carbonique.

Il est soluble dans le double de son poids d'Eau froide, si on le fait cristalliser de sa dissolution il contient 3 proportions d'Eau, ce qui fait en tout 8 proportions $(3(CO^2)2(AzH^3),2(HO))$

Il est insoluble dans l'Eau bouillante, il laisse dégager des bulles d'acide Carbonique, se change en carbonate neutre qui à son tour se volatilise tout entier, même avant l'Ebullition du liquide. Il cède son acide à la Potasse, chaux, soude, Baryte, Strontiane, Lithine; fait effervescence avec les acides comme les autres carbonates: décompose presque tous les sels solubles autres que les sels de Potasse ou de Soude; toutefois avec les sels de magnésie il donne lieu à des phénomènes particuliers.

Considéré comme le Resultat de la combinaison du Carbonate et du Bi Carbonate $3(CO^2)2(AzH^3) = CO^2AzH^3 + 2(CO^2)AzH^3$

Par l'Evaporation lente de sa dissolution, on obtient des cristaux à base rhomboïdale, mais qui contiennent toujours de l'Eau. En traitant ces cristaux par l'ammoniaque, on enlève ainsi le Carbonate neutre et on obtient des cristaux purs de Bi Carbonate d'ammoniaque

On prépare le Sesqui Carbonate d'Ammoniac en décomposant le Chlorhydrate d'ammoniac par le Carbonate de chaux: on prend parties égales de ces deux sels pulvérisés et secs, on fait le mélange et on en remplit aux 3/4 une cornue de grès que l'on chauffe à une chaleur modérée dans un fourneau à réverbère, les sels réagissent l'un sur l'autre, le Sesqui Carbonate d'ammoniaque se forme et distille à travers un long tube que l'on entretient refroidi pendant tout le cours de l'Opération

$3(ClH,AzH^3HO)+3(CO^2CaO) = 3(CO^2)2(AzH^3)^{2(HO)} + AzH^3 + ClCa + (HO)$

On peut encore le préparer en faisant réagir le Sulfate d'ammoniaque et le Carbonate de Chaux, $8(SO^3AzH^3,HO)+10(CO^2CaO) =$ ~~$8(SO^3CaO)$~~ $+ 9CO^2(6(AzH^3)2(HO)$ (Payen) — on remarque d'abord dans le récipient une formation d'aiguilles cristallines, puis il se forme une croûte blanche que l'on obtient en brisant la cornue aux parois de laquelle le sel est attaché.

$10(ClH,AzH^3,HO)+10(CO^2CaO) = 9(CO^2)6(AzH^3)4(HO) + CO^2CaO + 9(ClH,CaO) + ClH,AzH^3HO + 5(AzH^3) + 5(HO)$

$8(SO^3AzH^3,HO)+10(CO^2CaO) = 9(CO^2)6(AzH^3)4(HO) + 8(SO^3CaO) + CO^2CaO + CaO + 2(AzH^3) + 4(HO)$

Le Sesqui Carbonate d'ammoniaque est Employé pour former le sel volatil anglais — se forme dans la préparation des Gouttes céphaliques anglaises dans l'alcoolat aromatique ammoniacal ou Esprit volatil aromatique huileux de Sylvius — Entre dans la Composition du Cérat de Rechoux
Employé comme réactif dans les Laboratoires

Le Bicarbonate d'ammoniaque ($CO^2 AzH^3 HO$) s'obtient en saturant par l'acide Carbonique le Sesqui carbonate d'ammoniaque = En plaçant le sel en poudre grossière sous une cloche et y faisant arriver l'acide Carbonique — on obtient alors un sel cristallisé inodore saveur non alcaline — Ébullition le fait dégager de l'acide Carbonique.

Quand on distille les matières azotées, telles que le sang, la fibrine, la corne, la soie et on obtient un sel qui analysé par Mr Henry Rose a donné cette composition ($CO^2 AzH^3, HO + 2(CO^2 AzH^3, HO$ — c'est le Bicarbonate d'ammoniaque

Sulfates d'Ammoniaque

On connait deux combinaisons d'acide sulfurique et d'ammoniaque, un sulfate et un bisulfate

Le Sulfate neutre d'ammoniaque ($SO^3 AzH^3, HO$) est incolore, amer, très piquant, soluble dans à peu près son poids d'eau bouillante dans seulement 2 fois son poids d'eau à +15° — affecte la forme de prismes plats à quatre pans — efflorescent — insoluble dans l'alcool qui le précipite de ses dissolutions aqueuses — Soumis à l'action de la chaleur passe d'abord à l'état de sulfate acide, au dessus de 100° puis décrépite légèrement, on remarque un dégagement d'azote d'hydrogène, d'acide sulfureux, et le sel passe à l'état de sulfite — Il décrépite sur les charbons rouges.

Peut être obtenu dans les Laboratoires en traitant directement l'acide Sulfurique faible par l'ammoniaque, et évaporant les liqueurs — si cet acide était concentré la chaleur produite serait assez forte pour projeter le sel au loin — On le prépare encore en mettant en contact du Plâtre avec du carbonate d'ammoniaque en faisant passer une solution de ce dernier sel sur un filtre de Plâtre — le sulfate de chaux décomposé par le Carbonate d'ammoniaque et réciproquement, donne du carbonate de chaux et du sulfate d'ammoniaque. $CO^2 AzH^3, HO + SO^3 CaO = CO^2 CaO + SO^3 AzH^3, HO$ —

Le sulfate d'ammoniaque se trouve dans la nature en combinaison avec le sulfate d'alumine pour constituer un alun — Il existe aussi dans certaines eaux, et on peut ainsi expliquer sa présence — Le Plâtre qui est employé comme amendement dans l'agriculture, agit autrement que comme moyen de division, il fixe le Carbonate d'ammoniaque qui plus tard décomposé, passe à l'état de sulfate dans la végétation —

Mr Pelouze a trouvé une application fort curieuse du sulfate d'ammoniaque comme moyen de purifier l'acide sulfurique qui contient 9.9.f de l'acide azotique — quand un acide sulfurique contient de l'acide azotique, tout cet acide est décomposé quand on le fait bouillir avec du sulfate d'ammoniaque

- il y a formation d'eau et dégagement d'azote.
Le Bisulfate ~~de~~ d'ammoniaque 2(SO3)AzH3HO se prépare en ajoutant une proportion d'acide sulfurique à une proportion de sulfate d'ammoniaque — ce sel est deliquescent — neutralisé par la soude, la potasse il forme des sels doubles qui cristallisent aisément sont inaltérables à l'air. laissent dégager de l'ammoniaque par la calcination et passent à l'état de sulfate acide.

Nitrate d'Ammoniaque

Sel âcre, piquant, légèrement deliquescent, soluble dans 2 parties d'eau à +15° dans moins d'une partie d'eau bouillante — cristallisation diverse, le plus souvent en prismes assez longs, brillants, comme satinés, qui s'accolent et forment des cannelures.
quand on le chauffe de +110° à +130° il se décompose entièrement en eau et en protoxide d'azote sans laisser aucun résidu — $AzO^5AzH^3HO = Az^2O^2 + 4(HO)$
Mr Pelouze a fait remarquer que lorsqu'on traitait ce sel par l'acide sulfurique, il n'y avait pas dégagement de vapeurs blanches dues à la décomposition du sel et au dégagement d'acide nitrique cet acide sulfurique s'empare des 4 équivalents d'eau de ce nitrate d'ammoniaque et il se dégage du protoxide d'azote — $SO^3HO + AzO^5AzH^3HO = SO^3(HO) + Az^2O^2$
il faut élever un peu la température, mais cependant ne pas trop chauffer, car il pourrait y avoir formation d'ammoniaque et de bioxide d'azote et alors détonation.
Ce sel ne se trouve pas dans la nature, on le prépare en faisant réagir un léger excès d'ammoniaque sur de l'acide nitrique & évaporant la liqueur jusqu'à légère pellicule.
autrefois connu sous le nom de nitre inflammable étudié par Berthollet et Davy.

Chlorhydrate d'Ammoniaque $ClHAzH^3HO$

Le Chlorhydrate d'ammoniaque aussi nommé sel ammoniac est blanc, élastique, cristallisé par voie humide, et souvent sa cristallisation est en feuilles de fougères, ou bien encore assez souvent, ces cristaux sont primitivement de forme octaédrique — quand il a été volatilisé il affecte la forme de cristaux cubiques. comme ceux des chlorures de potassium, de sodium. quand il cristallise dans l'urine putréfiée, il affecte toujours la forme cubique — soluble dans l'eau froide, et bien plus soluble dans l'eau bouillante qui en dissout environ son propre poids — déliquescent dans l'air humide, et soluble dans l'alcool bouillant. quand on le ~~distille~~ chauffe il n'entre pas en fusion, mais il se volatilise quand on le chauffe avec un métal (le fer) le métal prend le chlore et on obtient un mélange d'ammoniac et d'hydrogène — $ClHAzH^3HO + Fe = ClFe + AzH^3HO + H$ —
Calciné avec la chaux Cte il donne lieu à du carbonate d'ammoniaque et du chlorure de calcium et eau
Dissous dans l'eau il peut se charger d'une grande quantité d'oxide de zinc.
Existe dans l'urine et la fiente des chameaux. En petites quantités aux environs des volcans
Longtemps on a préparé en Egypte ce sel ammoniac

par l'incinération de la fiente des chameaux, par l'effet de la chaleur le sel sublimé se condensait dans des cheminées disposées à cet effet — puis la suie qui provient de cette combustion est ramassée et on en remplit des ballons de verre, et on les chauffe dans des fourneaux de galères — le feu était entretenu cependant trois jours, puis le sel ainsi sublimé et purifié était vendu en pains ayant la forme des vases dans lesquels on avait sublimé —

En France on le prépare en décomposant le sulfate de chaux par le carbonate d'ammoniaque qui provient de la calcination des matières animales et le sulfate d'ammoniaque qui résulte de cette décomposition est mis en contact avec le sel marin on obtient du sulfate de soude et du chlorhydrate d'ammoniaque mêlés dans les liqueurs on les sépare par la cristallisation — En concentrant les liqueurs le sulfate de soude peu soluble dans une solution concentrée de chlorhydrate d'ammoniaque cristallise le premier —

$$CO^2 AzH^3, HO + SO^3 CaO = CO^2 CaO + SO^3 AzH^3, HO$$

$$SO^3 AzH^3, HO + Cl Na, HO = Cl H AzH^3, HO + SO^3 NaO$$

Baumé est le premier qui créa l'art de sublimer en France le chlorhydrate d'ammoniaque —

On prépare dans les laboratoires le chlorhydrate d'ammoniaque en combinant directement volume à volume, l'équivalent d'acide chlorhydrique gazeux avec un équivalent d'ammoniaque gazeux

On peut encore décomposer le carbonate d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique.

Ce sel est fréquemment employé pour réduire les oxydes métalliques — quand on met ce sel sur un oxyde métallique et que l'on chauffe, l'hydrogène de l'acide chlorhydrique et de l'ammoniaque se combinent avec l'oxygène de l'oxyde métallique et le réduisent —

On l'emploie dans les laboratoires pour produire le gaz ammoniac en le décomposant au moyen de la chaux —

$$Cl H AzH^3, HO + CaO = Cl Ca H^2O^2 + AzH^3$$

— —

pr. le Vendredi 21. 9bre

Du Potassium (K)

Le Potassium fut decouvert en 1807 par Davy ; il fut ensuite étudié par MM. Gay Lussac et Thenard.

Propriétés. C'est un corps metallique d'une consistance molle ; il est facilement coupé avec un canif et on peut très bien le petrir avec les doigts. Il est d'une couleur d'un blanc argentin brillant quand il vient d'être coupé ; mais il perd de suite cet eclat en s'oxidant à l'air. Il prend une couleur d'un gris noir. Il est opaque même quand on le voit en couches minces. On doit à cause de sa grande tendance à l'oxidation le conserver dans l'huile de naphte. C'est un corps mauvais conducteur de la chaleur et de l'electricité. Plus léger que l'eau, plus lourd que l'huile de naphte. Il est fusible à +58° mais pour opérer cette fusion, il faut opérer dans l'huile de naphte ou dans une cloche courbe placée sur le mercure. Quand on le chauffe fortement il se volatilise sous forme de vapeurs vertes près de la chaleur rouge. Il a une très grande affinité pour l'oxigène. À la température ordinaire, les couches exterieures du metal s'oxident seules ; aussi quand on veut oxider une plus grande quantité du metal, il faut le laminer et l'aplatir en couches présentant une grande surface. Il y a alors formation d'un oxide blanc, sans dégagement de lumière. Au commencement de l'experience la chaleur developpée est sensible, mais elle se ralentit à mesure que l'operation continue, parce qu'il y a un ralentissement dans la combustion. Quelquefois en été quand on ne prend pas les precautions convenables le potassium s'enflamme. Le mieux est de porter le metal préalablement plongé dans l'huile de naphte, puis le comprimer entre deux plaques de laiton et le porter ainsi dans une cloche courbe qui est placée sur le mercure. Cette cloche est remplie avec de la glace et contient de l'oxigène. Quand on opère à chaud, la reaction est bien plus vive, il y a formation d'un deutoxide de potassium qui est d'un beau jaune et il y a dans cette operation un grand dégagement de calorique et de lumière. L'action de l'Air est semblable à celle du gaz oxigène, mais elle est moins forte.

Le Potassium et l'Hydrogène se combinent pour former deux hydrures. Un hydrure solide, gris, sans apparence metallique, facilement decomposable à chaud en ses elemens hydrogène et potassium, encore plus facilement decomposé par l'action de la chaleur et du mercure avec lequel le potassium s'amalgame. Cet hydrure solide s'obtient en faisant chauffer du potassium bien sec dans de l'hydrogène également sec. Mr Sementini a admis la formation d'un second hydrure de potassium qui serait gazeux et prendrait naissance dans la préparation du potassium ; mais on admet que le gaz formé est de l'hydrogène contenant du potassium en suspension. Mr Sementini appelle l'hydrure solide un hydrogène perpotassié ; et l'hydrure gazeux serait l'hydrogène protopotassié.

Le Potassium se combine au Silicium pour former un siliciure brun, sans apparence metallique, qu'on prepare en chauffant de l'acide silicique avec du potassium

le Charbon et le Potassium, se combinent pour former un Carbure de Potassium, qui est noir, inflammable quand on l'humecte, qui décompose l'eau avec effervescence. Il prend naissance quand on calcine du charbon avec du Carbonate de Potasse

le Phosphore chauffé avec le Potassium forme un Phosphure de Potassium, qui est caustique, d'un brun, marron parfaitement pulvérisable, décompose l'eau forme un Hydrogène phosphoré et de la Potasse, fait parfaitement passer à l'état de Phosphate.

Le Soufre en se combinant avec le Potassium, donne naissance à cinq composés suivant Berzélius.

le Protosulfure de Potassium qui est mamelonné cristallisé, d'un beau rouge de chair; saveur sulfureuse(?) pouvant déliquescent. S'obtient par la calcination à blanc du sulfate de potasse, quand il est dissous dans l'eau et chauffé avec du soufre il passe à l'état de Sulfhydrate(?) et l'eau est fortement colorée.

le Bisulfure de Potassium s'obtient par l'évaporation du sulfhydrate de sulfure de potassium que l'on forme en faisant passer un courant d'Hydrogène sulfuré dans une solution de Potasse, et ensuite cette liqueur est abandonnée au contact de l'air jusqu'à ce qu'elle se trouble.

le Trisulfure de Potassium s'obtient en faisant passer un courant de vapeur de sulfure de Carbone sur du Carbonate de Potasse chauffé au rouge. et aussi en faisant fondre ensemble 100 parties de Carbonate de Potasse anhydre et 58 parties de soufre, on obtient alors le 3e sulfure mélangé de sulfate de Potasse.

le Quadrisulfure de Potassium a été obtenu en faisant passer un courant de vapeurs de ~~sulfure~~ de Carbone sur du sulfate de Potasse

le Quintisulfure de Potassium polysulfure foie de soufre. sulfure de Potasse concret est préparé dans les laboratoires et dans les arts en chauffant ensemble du Carbonate de Potasse avec un excès de soufre.

Le Fluor. le Chlore le Brôme, l'Iode peuvent se ~~combiner~~ avec le Potassium, et forment des Fluorures Chlorures, Bromures, Iodures, les trois derniers peuvent être préparés directement, et le 1er s'obtient par l'action de l'acide Fluorhydrique sur le Carbonate de Potasse.

Le Potassium fondu dans le gaz ammoniac sec, se combine avec l'Azote forme un azoture de Potassium ammoniacal, qui est un liquide visqueux jaune vert olivâtre. puis par la chaleur se décompose en amidure de Potassium AzH^2K. après soumis aussi à l'action de la chaleur se transforme en Azoture de Potassium AzK.

Le Potassium forme des alliages avec une grande partie des métaux. ces alliages sont tous solides, excepté ceux dont le mercure et le sodium font partie. blancs, sapides en raison du Potassium qu'ils contiennent tous cassants en général, à moins qu'ils ne soient

formés d'une très petite quantité de Potassium pour une grande quantité de métal ductile, ou au contraire, d'une très petite quantité de métal ductile pour une grande quantité de Potassium — fusibles au dessous de la chaleur rouge — absorbent l'oxygène de l'air à la température ordinaire — oxydation du Potassium, métal allié est mis en liberté. il lui même n'est pas très oxydable — Décomposent l'Eau avec effervescence plus ou moins vive et dégagement d'Hydrogène — liqueur alcaline de Potasse et Potassium dissous — Peuvent être obtenus en chauffant le Potassium avec les divers métaux dans des tubes de verre. La Combinaison se fait avec production de chaleur et q.q.f. de Lumière — (antimoine, arsenic, tellure, étain) Les alliages de Palladium, Platine, or, argent, pourraient être très rob- tenus en chauffant les amalgames de ces métaux avec le Potassium — il en résulterait un alliage triple tentant de se dé- posé par degré de chaleur suffisante —

Les alliages de Potassium peuvent encore très bien s'obtenir pour plusieurs métaux. en calcinant fortement dans un creuset, les métaux réduits en poudre et, mêlés intimement avec de la Crème de tartre charbonnée — procédé peu employé par Vauquelin, puis étudié par Serullas.

Potassium sur alcool et Ether. il y a formation d'un corps cristallisable qui est probablement éthyloxyde de Potassium
[illegible] K (HO)

Le Potassium brûle sur l'Eau en la décomposant. il subit un mouvement de rotation, s'empare de l'oxygène l'Hydrogène mis en liberté, s'enflamme, flamme purpurine d'Hydrogène potassié — après la combustion du métal. l'Eau qui tient le résidu en dissolution est alcaline, et renferme de la Potasse — l'inflammation est beaucoup plus prompte quand l'Eau est acide — si l'acide est oxacide il y a formation d'un sel à base de Potasse, et au contraire l'acide est un hydracide il y a formation d'un Chlorure, Bromure ~~de~~ Potassium — selon les acides employés —

Les Oxydes du Phosphore, Azote sont décomposés par le Potassium à une température élevée — de même l'Oxyde de Carbone

oxide de Carbone et Potassium sur à la temp. ordinaire et à chaud, le gaz est absorbé, le Potassium devient poreux, prend une couleur verdâtre, il y a production de Rhodizonate de Potasse. qui plus tard se change en Croconate de Potasse —

Les acides solides et gazeux parfaitement secs, tels que les acides Borique, Phosphorique, sulfureux sont décompo- -sés par le Potassium à une température élevée — Les acides Chlorhydrique, Bromhydrique, Iodhydrique sulphydrique, sélenhydrique, et Hydrogène Phosphoré sont aussi décomposés à chaud par le Potassium qui se combine avec le radical, et laisse dégager l'Hydrogène

On peut Préparer le Potassium par différents procédés

1°. Davy le premier isola le Potassium en décomposant la Potasse ou oxyde de Potassium, en la soumettant à l'action d'une très forte Pile. il obtint le Potassium au Pôle négatif de la Pile —

2° MM. Gay Lussac et Thénard, ont donné un procédé qui est en usage pour obtenir le Potassium, en décomposant l'Hydrate de Potasse, au moyen du fer porté à la chaleur rouge dans un canon de fusil — cette préparation du métal est fondée sur sa volatilité à la chaleur rouge —

L'appareil se compose d'un canon de fusil bien luté et courbé, placé dans un fourneau à réverbère et chauffé à la chaleur rouge — dans le canon de fusil on place

de la tournure de fer parfaitement decapé — ce canon de fusil sort du fourneau d'une assez grande portion, et il est incliné, cette partion de tube est enveloppée avec une grille qui y est suspendue — dans ce tube on tient en fusion l'Hydrate de Potasse qui, passant entre dans le tube et ainsi sorte par chauffé au rouge la il est decomposé et le Potassium mis en liberté se dégage sous forme de vapeurs qui se condensent dans un petit tube courbé placé hors de l'appareil. l'Hydrogène se dégage par le tube recourbé placé à l'extremité de l'appareil. un tube placé a l'autre extremité du canon de fusil plonge dans une éprouvette pleine de mercure — quand le feu n'est pas assez fort, on remarque a cette extremité un dégagement de gaz Hydrogène, alors il faut chauffer fortement et si l'operation ne réussit pas il arrête elle est manquée — on reconnait que l'operation marche bien quand le dégagement des gaz est bien continue a l'extremité de l'canon de fusil, on s'en assure en plongeant de temps en temps le tube recourbé dans l'eau de la cuvette au dessus de laquelle il est placé — quelquefois les gaz ne se dégagent à aucune extremité c'est alors que le canon de fusil serait bouché — l'operation est alors manquée —

100 grammes d'Hydrate de Potasse fournissent 9 grammes de Potassium — le ~~[illegible]~~ passe par quelquefois tout entier en vapeurs, et ~~on~~ cette alliage du ~~[illegible]~~ de mélange intime avec l'oxide de fer — le mastelage ~~se~~ du potassium peut le separer, il faut avoir des lotions piquantes. 60 grammes de Potasse ou de Potassium echappent a la decomposition.

3° Mr Brunner de Berne separe le Potassium par la decomposition du Carbonate de Potasse par du charbon — calcinant le mélange intime au moyen

d'une bouteille en cornue de fer —

~~4° Mr Rousseau separe le Potassium pur, en decomposant au moyen de ... produit de la calcination du ... de Potasse ... Carbonate de Potasse pur, ... Tartrate acide de Potasse ... de nitrate de Potasse ... la reaction des acides~~

4° Mr Curandeau decompose le Carbonate de Potasse a chaud, en le mélant avec du charbon et un peu d'huile — il se forme du carbure de potassium, du Croconate de Potasse — par la distillation on passe le Potassium formé —

Le Potassium est employé dans la separation du Bore du Silicium, et quelques metaux.

Composés Oxigénés du Potassium

Le Potassium se combine avec l'Oxigène en trois proportions, pour former un Protoxide, un sous oxide, et un Peroxide de Potassium —

Le Sous oxide de Potassium (KO^2) se dispose

1° en exposant a l'air humide, du Potassium presentant une grande surface — en placant sous une cloche pleine d'air humide, un morceau de Potassium applati —

2° En chauffant à 300° un mélange de Potasse et de Potassium —

Ce sous oxide de Potassium a une très grande

affinité pour l'oxygène. il s'enflamme quand on le chauffe à +30°.
Il décompose l'eau comme le potassium, mais sans dégagement de lumière — il se dégage un équivalent d'hydrogène.
Le Peroxide de Potassium (KO^3) se forme en chauffant du potassium avec de l'oxygène en excès dans une cloche courbe — il faut pour que le verre ne soit pas attaqué, placer le potassium dans une petite nacelle de platine ou d'argent — l'expérience est plus prompte quand on fait arriver un courant d'oxygène sur de la potasse fondue — on le prépare encore en [illegible] fondre de la potasse avec un sel qui fournit beaucoup d'oxygène —
Le peroxide de potassium est brun, verdâtre; d'une texture cristalline — il est décomposé par l'eau, en potasse qui se dissout et il y a dégagement de deux équivalents d'oxygène — donc ce corps est insoluble dans l'eau.
Quand on fait passer sur ce corps, un courant d'hydrogène, il y a formation d'eau et de potasse avec un grand dégagement de chaleur.
L'ammoniac est décomposé par ce corps, il se forme de l'eau et de l'azote.
Les acides phosphoreux sulfureux, mis en contact avec ce corps passent au maximum d'oxidation —
Le Protoxide de Potassium KO peut être obtenu en brûlant un équivalent de potassium dans un équivalent d'oxygène — ou bien en décomposant du nitrate de potasse, à la chaleur rouge — ou bien encore en faisant réagir un équivalent de potasse du commerce sur un équivalent de potassium —
Cette potasse anhydre est peu importante, ne pouvant subsister dans l'eau — aussi la potasse la plus pure est elle toujours avec un équivalent d'eau — pour constituer
l'Hydrate de Potasse (KO, HO) qui est très employé —
Pour séparer l'hydrate de potasse du commerce, et des laboratoires on décompose par un alcali le carbonate de potasse. Ainsi on fait dans une bassine de fonte une solution de carbonate de potasse dans une quantité d'eau assez grande — puis on précipite tout l'acide carbonique de ce carbonate de potasse, en traitant cette solution par un lait de chaux — il faut avoir soin d'ajouter le lait de chaux par petites portions de manière à ne pas arrêter l'ébullition du liquide — la chaux de l'acide carbonique pour former un carbonate de chaux qui se précipite. La potasse reste dans le liquide, on essaye cette liqueur pour savoir quelle ne précipite plus par l'eau de chaux; et alors on filtre, sur des linges de toile de coton et non de chanvre qui seraient attaqués par la potasse qui les calcinerait — et alors on évapore cette solution, pour l'amener à un grand état de concentration dans des bassines d'argent. quand la solution de potasse est assez concentrée pour former une pellicule lorsqu'on retire du feu en ébullition, alors on coule cette potasse dans un plateau d'argent ou

sur un marbre — cette potasse refroidie, on la casse par morceaux et conserve dans des flacons bien bouchés — elle constitue la <u>Potasse à la Chaux</u>

La Potasse à la chaux n'est pas pure, elle contient encore des sulfates de potasse, chlorure de potassium pour obtenir la potasse parfaitement pure, il faut alors reprendre par l'alcool la potasse ... l'alcool a la propriété de ne dissoudre que la potasse et de ne pas dissoudre les sels — cette solution alcoolique de potasse est filtrée. puis introduite dans une cornue de verre, et distillée — quand on a distillé jusqu'à un certain degré de concentration, alors, on verse cette solution concentrée alcoolique de potasse, dans un vase qui pourrait être attaqué par la potasse concentrée (et se formerait un silicate) — la concentration est terminée dans une bassine d'argent, et on coule la potasse ainsi obtenue, comme la précédente on la renferme de même dans des flacons bien bouchés elle constitue la <u>Potasse à l'Alcool</u>

Mr Rousseau prépare la potasse pure, en décomposant par la chaux provenant de la calcination du marbre de Carrare, un carbonate de potasse parfaitement pur et qu'il prépare ainsi : Il prend 1 partie de nitrate de potasse, et 2 de tartrate acide de potasse. Il chauffe fortement un mélange de ces deux corps les éléments des acides nitrique et tartrique réagissant les uns sur les autres, il y a formation d'eau et des acides d'azote se dégagent —

On peut encore préparer la potasse pure en faisant brûler un morceau de potassium dans l'eau qui est décomposée, en hydrogène qui se dégage et en oxygène qui se combine au potassium pour former la potasse.

La <u>Potasse pure</u> est blanche, alcaline, solide fusible au dessous de la chaleur rouge, quand on la chauffe fortement dans un creuset, elle ne se décompose pas, mais se volatilise, les vapeurs de potasse sont blanches, et très alcalines. —

La Potasse a une très grande affinité pour l'eau et se combine avec elle en trois proportions pour former trois hydrates qui se produisent avec une remarquable élévation de température ces trois hydrates sont

la potasse <u>monohydratée</u>. <u>bihydratée</u>, <u>quintihydratée</u>

Quand on met la potasse en contact de l'eau cette eau se trouble, et il se dégage une très grande quantité de bulles que l'on reconnaît être du gaz oxygène.

Un de ces hydrates de potasse est cristallisé en tables octaédriques quand on le mélange avec de la neige il y a liquéfaction du mélange, avec un abaissement notable de température.

Quand on chauffe fortement la potasse monohydratée, avec un <u>acide fixe</u>, tel que l'acide silicique ou l'acide borique, il y a formation d'un sel, un silicate ou un borate, et il y a dégagement d'eau

$SiO^3 + KO,HO = SiO^3KO, + HO$ —

La Potasse mise en contact avec les <u>substances organiques</u> exerce sur elles une action délétère, en les désorganisant pour former de l'eau aux dépens de

leur Hydrogène –

l'Oxigène, l'Hydrogène, l'Azote, sont sans action sur la Potasse.

quand on fait passer un courant de Chlore sur de la Potasse chauffée au rouge, il y a formation de Chlorure de Potassium, d'Eau et dégagement d'oxigène –

$KO,HO+Cl = ClK+HO+O$

quand on fait passer un courant de Chlore dans une dissolution concentrée de Potasse caustique, l'oxigène n'est pas chassé, mais il se combine avec le chlore pour former soit de l'acide hypochloreux, soit de l'acide Chlorique qui s'unit à la Potasse pour former soit un Chlorate ou un hypochlorite.

L'action du Brôme et de l'Iode est analogue à celle du chlore.

quand on fait bouillir du Soufre dans un ballon avec une solution concentrée de Potasse, il y a coloration très forte de la liqueur, et formation de sulfure de Potassium, et même il peut se former un sulfate même sulfite de Potasse –

le Phosphore agit comme le soufre, et peut former soit un Phosphure soit un Phosphate ou Phosphite.

Le Carbone a sur la Potasse hydratée une action très différente selon qu'on le fait réagir, à la température rouge cerise, ou au rouge blanc.

chauffé à la température rouge blanc dans une cornue placée dans un fourneau à réverbère, un mélange de Charbon et de Potasse hydratée donne lieu à un dégagement de gaz que l'on recueille, sur l'Eau dans des flacons, ce gaz est du Carbone d'Hydrogène, il y a dans la cornue production de Carbonate de Potasse,

si on chauffait au rouge blanc on obtiendrait un dégagement de Carbure d'Hydrogène, de gaz oxyde de Carbone et du Potassium.

quand on chauffe fortement le mélange dans une cornue de grès dont le col n'est pas fermé par un tube, on apperçoit dans le col de la cornue une flamme verte qui indique la décomposition de l'Hydrate de Potasse, si dans cette flamme on plonge une tige de métal, fer ou cuivre, on aperçoit des globules de Potassium qui s'y sont déposés, par le contact de ce corps froid –

Le Potassium et le Fer chauffés fortement avec l'Hydrate de Potasse, le décomposent. Le Fer en copeaux chauffé au rouge est tel que l'on fait passer de la Potasse hydratée fondue, la décompose, s'empare de l'oxigène, et le Potassium passant à l'état de vapeurs va se condenser dans des flacons contenant de l'huile de naphte.

Potasse solidifie la solution d'amidon, noircit le sucre de Raisin, de fécule, n'a aucune action sur le sucre de Canne

Les Acides en réagissant sur l'Hydrate de Potasse, déplacent l'Eau, et se combinent à la Potasse pour former des sels.

L'acide Chlorhydrique forme du Chlorure de Calcium plus 2 équivalents d'eau $HCl+KO,HO = ClK+2HO$

L'acide sulfurique monohydraté forme un sulfate de Potasse plus 2 équivalents d'eau $SO^3HO+KOHO = SO^3KO+2HO$

nous avons mentionné plus haut l'action des acides fixes. acide silicique et acide borique

le Potassium a l'état d'iodure de bromure de chlorure se rencontre en grande quantité dans les végétaux marins —

Le Potassium ne se rencontre jamais pur dans la nature il est toujours a l'état de combinaison soit a l'état d'oxide en combinaison pour former des sels avec les acides — soit combiné avec les corps simples pour former des iodures - bromures &c —

= Sodium = Na

Le Sodium fut découvert et étudié comme le potassium —

Le sodium est solide a la température ordinaire presque aussi mou et aussi ductile que la cire sa couleur a du rapport avec celle du plomb. quand il est coupé, il est uni, brillant, mais se ternit promptement a l'air comme le potassium. il est plus lourd que l'huile de naphte et plus léger que l'eau — les cristaux qu'il peut former ont été mal observés — il fond a 90° il est moins volatil que le potassium

Son action sur l'air et l'oxigène est peu sensible a froid. quand on opère a une température un peu élevée cette action est très grande surtout sur l'oxigène son action sur les métalloïdes, les métaux est semblable à celle du potassium

Il décompose l'eau sans flamme parceque la chaleur dégagée n'est pas assez forte. mais quand on peut le fixer sur l'eau, comme sur l'eau gommée et l'eau chauffée à +60° il s'y enflamme —

On le prépare soit par la décomposition de la soude par la pile — soit comme le potassium en faisant passer la soude fondue sur du fer chauffé au rouge — Il est mieux pour cette préparation, d'employer un hydrate de soude contenant un a deux centièmes d'hydrate de potasse; on obtient un alliage de potassium et de sodium; en le soumettant à l'action de l'air ménagée, le potassium brule seul et abandonne le sodium —

Le Sodium en se combinant avec l'oxigène peut aussi former comme le potassium trois oxides — un sous oxide Na^2O —
un protoxide NaO
un peroxide Na^2O^3 —

on le dépose soit en décomposant l'eau au moyen de sodium qu'on y fait brûler — soit encore, comme la potasse en préparant par la décomposition du carbonate de soude par la chaux. puis reprendre par l'alcool, et préparer ainsi de la soude à la chaux et la soude à l'alcool

Le sodium se rencontre en grande quantité dans l'eau de la mer, où il est a l'état de combinaison avec le chlore pour former le sel marin — qui est le chlorure de sodium —.

La soude a comme la potasse une action semblable sur l'amidon, les sucres de raisin, de fécule et de canne —

La Potasse et la Soude se combinent avec la plupart des acides connus, pour former des sels qui se différencient par des caractères suivants

Caractères des sels de Potasse.

Couleur — nulle, excepté les chromates.

N. Leurs dissolutions donnent avec:

le Chlorure de Platine concentré — précipité jaune de Chlorure double de Platine et de Potassium soluble dans une grande quantité d'Eau

le Sulfate d'alumine concentré — alun qui se dépose bientôt en cristaux —

l'acide Perchlorique — précipité blanc résultant de perchlorate de Potasse qui est peu soluble

L'acide Tartrique — précipité blanc cristallisé de bitartrate de Potasse qui ne tarde pas à se former —

l'acide Fluosilicique — précipité blanc gélatineux —

noix de galles — Cyanoferrure de Potassium — Sulfure de Potassium — Potasse, Soude ammoniaque caustiques ou Carbonatées — } Point de précipité —

Presque tous les sels de Potasse sont solubles, et déliquescents — au chalumeau, ils brûlent avec une flamme rougeâtre — qui peut aussi être obtenue en faisant brûler leur solution alcoolique —

Caractères des sels de Soude

Couleur — nulle — excepté les chromates —

Leurs dissolutions donnent avec

Le Chlorure Platine concentré — Point de précipité — quand ils sont très concentrés il peut se former un précipité de Chlorure double —

Sulfate d'alumine Cᵗʳᵉ — point de précipité

acide Perchlorique — Point de précipité

noix de galles — Cyanoferrure de Potassium — Sulfure de Potassium — Potasse. Soude ammoniaque caustiques ou Carbonatées } Point de précipité —

acide Fluosilicique — précipité blanc gélatineux.

antimoniate de Potasse — précipité blanc insoluble.

Presque tous les sels de soude sont solubles et efflorescents — au chalumeau — ils brûlent avec une flamme jaunâtre — qu'on peut aussi obtenir par la solution alcoolique —

La Cristallisation des sels de Potasse et de soude est aussi complètement différente

112

p^r le Lundi. 26 9bre

Du Fer (Fe)

Le Fer est un métal connu de toute antiquité, les anciens employaient pour leurs armures leurs armes, le fer allié de Cuivre — il était connu sous le nom de Mars.

Le Fer se trouve dans la nature à l'état amorphe ou cristallisé à l'état de Carbonate de Pyrite très fréquemment, rarement à l'état pur — aux États-unis cependant on trouve dans certaines mines, quelques filons de fer natif.

Chimiquement pur le Fer est tout à fait différent du fer ordinaire, et il était assez employé autrefois par les propriétés du fer impur que le font employé habituellement.

Le Fer pur est blanc, cassant, aigre, facilement fusible, il ne peut se souder, très difficile à fondre même au rouge blanc quand il vient d'être réduit.

On obtient le fer pur en réduisant par l'hydrogène un oxide de fer. On emploie aussi le fer de préférence le sesquioxide de fer anhydre, (safran de mars astringent); on le disperse par couches minces sur des plaques de tôle placées dans un tuyau de porte, chauffé au rouge dans un fourneau à réverbère. On fait passer sur l'oxide de fer, un courant d'Hydrogène parfaitement pur, il se forme de l'Eau, et le fer réduit reste sur les plaques. L'eau se dégage et est emportée par le courant de gaz quand à l'extrémité du tube on remarque que l'Hydrogène se dégage pur l'opération est terminée. Ainsi obtenu le fer est amorphe — cependant Mr Péligot a obtenu du fer réduit cristallisé en cubes en réduisant par l'hydrogène, un chlorure de fer. Il emploie un appareil semblable.

Dans le commerce on distingue plusieurs espèces de Fer.

Le Fer de Suède 1re qualité est obtenu par la réduction de l'oxide de fer magnétique; il contient 0,00293 de Carbone — des traces de silicium, 0,00077 de Phosphore et des traces de manganèse —

Le Fer de Champagne contient 0,00193 de Carbone 0,0212 de silicium; 0,0210 de Phosphore et des traces de manganèse —

Le Fer du Berry contient 0,0182 de Carbone des traces de silicium 0,0167 de Phosphore et des traces de manganèse —

Le Fer du Commerce est d'un blanc grisâtre; il peut prendre un grand poli, sa saveur est particulière et il peut par le frottement acquérir de l'odeur. Sa densité = 7,718. Il est le huitième métal p^r la Malléabilité et le quatrième p^r la Ductilité. C'est le plus ~~tenace~~ tenace de tous les métaux. Un fil de fer de 0^m,002 rompt sous un poids de 250 kilogrammes.

Un fer de bonne qualité doit être fibreux soumis aux vibrations il est altéré en lamelles très larges et devient alors très cassant — C'est ce qui explique pourquoi un bon morceau de fer employé pour soutenir une grande charge dans une construction

ou bien encor un fort essieu de voiture, s'amenuise cassé, net, après quelques temps de service

Le Fer est d'une fusion très difficile, il demande une température de 130°–140° Wedgwood. il peut se forger et se souder sur lui même à +90°. Il n'est pas volatil même dans un courant de gaz.

Il s'aimante facilement, mais il faut qu'il soit placé dans le sens du méridien magnétique et sous un angle de 70°. quand on enlève la source magnétique alors il perd la propriété de s'aimanter.

Un fer de bonne qualité qui est brun, peut devenir nerveux par le martelage

Les fers de mauvaise qualité contiennent en général des matières étrangères, telles que de l'oxide de fer, du Carbone, du soufre, et surtout du Phosphore.

Le Fer peut se conserver indéfiniment dans l'air et l'oxigène secs et purs. si ces gaz sont humides alors le fer se recouvre d'une substance jaune qui est de l'oxide de fer hydraté (Fe^2O^3, HO) – cette action a lieu surtout quand le fer contient un peu d'oxide, il y a alors formation d'un élément de pile, qui opère la décomposition de l'eau répandue dans l'atmosphère —

Le Fer peut être conservé quand on diminue sa porosité ordinaire, pour cela il faut y introduire une matière bitumeuse, le soumettre à une forte pression, le recouvrir d'un vernis. Mr Payen a trouvé que des corps alcalins, tels que le Carbonate de Potasse, ou le Carbonate de soude qui recouvrent la surface du fer, empêchaient l'oxidation de s'opérer.

La Présence de l'Ammoniaque dans la rouille provient par la décomposition de l'eau et de l'air, par l'effet de l'idée que se produit dans le fer humide l'oxigène de cette Eau oxide le fer, et l'Hydrogène à l'état naissant se combine avec l'Azote de l'air pour former l'ammoniaque c'est ainsi que Mr le Chevallier a remarqué la production de l'ammoniaque en faisant agir l'air sur de la limaille de fer humide. En mettant la rouille au contact d'un peu de Potasse, on remarque un dégagement de gaz ammoniac

L'affinité du fer pour l'Oxigène est très grande, quand on chauffe le fer dans l'oxigène à une haute température le fer brûle avec un éclat très vif, et même à la température ordinaire, ce phénomène a lieu avec une grande intensité quand on met à l'extrémité d'un fil de fer, un morceau d'amadou allumé et qu'on le plonge dans un flacon rempli de gaz oxigène —

quand on bat le briquet le frottement détache des parcelles de fer, qui en passant dans l'air, se combinent avec l'oxigène et s'enflamment.

Le Fer en masse se conserve assez longtemps à l'air, mais s'il est divisé alors il acquiert la propriété d'être pyrophorique à un très haut degré. cette observation a été faite par Magnus: il fit passer un courant de gaz Hydrogène, sur du sesquioxide de fer, placé dans des ampoules de verre et chauffé à la flamme d'une lampe à alcool, puis il laissa refroidir ces ampoules dans une atmosphère de gaz Hydrogène — Sous le refroidissement le fer, une

tous les corps poreux, absorbe une grande quantité de gaz Hydrogène, lequel gaz mis ensuite au contact de l'air s'y enflamme et détermine la combustion du fer.
L'Eau est facilement decomposée par le Fer, quand on fait passer un courant de vapeur d'eau sur du fer divisé et chauffé au rouge dans un tube de porcelaine, l'Eau se décompose en oxigène qui se combine au fer pour former un oxide de fer magnetique et l'Hydrogène se dégage. c'est là un procédé employé pour la préparation de ce gaz — le Fer decompose aussi l'eau au moyen d'un acide qui par son intervention facilite la propension du fer a l'oxidation, alors une eau decomposée l'eau pour se combiner a son oxygène et l'Hydrogène se dégage.
Le Fer bien decapé est sans action sur l'eau privée d'air. plongé dans l'eau aérée il se recouvre peu a peu d'hydrate jaune orange de sesquioxide.
cet hydrate par dessication ne change pas de couleur dans l'eau aérée ou non aérée —
Lorsque l'hydrate est sur le fer, il devient en quelques jours noir-verdatre, dans un flacon fermé et plein d'eau la teinte ne changerait pas si le vase était ouvert.
quelques kilogrammes de limaille de fer bien decapé mis dans un pot, humecté et remué de temps en temps, le fer s'oxide peu a peu, il y a dégagement d'Hydrogène, cette action augmente quand on porte le mélange a 20 - 25° il y a comme production de chaleur — action diminue et la temperature s'abaisse avec celle de l'atmosphère —
Les acides très concentrés provoquent quelquefois très difficilement l'oxidation du fer. — ce metal placé dans de l'acide nitrique concentré y conserve son eclat metallique ~~mais~~ si on ajoute de l'eau il s'oxide, mais alors aux depens de l'oxigène de l'eau — l'action de l'acide sulfurique est de même

Le Fer se combine avec l'Oxigène en trois proportions. Il forme deux bases, le Protoxide de fer — FeO — et le sesquioxide de fer. Fe^2O^3. un acide l'acide ferrique FeO^3. l'oxide de fer magnetique est formé ainsi FeO, Fe^2O^3 — Les Battitures de fer que l'on obtient en battant le fer au contact de l'air le fer qui vient d'etre chauffé au rouge sont formées $4(FeO\ Fe^2O^3)$ ou bien $6FeO, Fe^2O^3$)

Le Protoxide de fer. FeO. ne peut etre obtenu pur, on ne le connait qu'a l'etat d'Hydrate, on l'obtient en le precipitant de ses combinaisons par les alcalis. puis on le lave, alors il passe successivement par diverses nuances, il devient vert clair, vert foncé, bleu noiratre jaune d'ocre, il se peroxide, et passe ainsi a l'etat d'hydrate de sesquioxide.
Bucholz propose de preparer le protoxide de fer en faisant passer de la vapeur d'eau sur un fil de fer rougi. Mr Gay Lussac y a demontré la presence de l'oxide de fer magnetique FeO, Fe^2O^3.
Un autre procédé consistait a le precipiter de ses sels a l'etat d'Hydrate, au moyen des alcalis, puis de le faire bouillir dans l'eau privée d'air, jusqu'a ce qu'il fut noir. MM Wöhler et Liebig y ont démontré que sa composition était celle de l'oxide de fer magnetique $FeO\ Fe^2O^3$

on détermine la Composition de ce protoxide, en mesurant la quantité d'Hydrogène qui se dégage dans la réaction de l'acide sulfurique sur le fer. — On a trouvé qu'il était composé de fer, 339,21 pr Oxigène 100 — le nouvel équivalent du fer est 349,809 —

Le Sesqui-oxide de Fer. (Fe^2O^3) est très abondant dans les terrains primitifs et intermédiaires, il constitue le fer oligiste, le fer speculaire, il constitue des concrétions et se vend sous le nom de pierre hématite —

on l'obtient facilement par la voie humide en peroxidant le protoxide par le chlore — le precipitant par un alcali d'un de ses sels — par la calcination de certains sels de deutoxide tel que le nitrate de peroxide de fer qui calciné laisse un résidu noir qui est ce peroxide —

En calcinant le sulfate de protoxide de fer, on obtient l'acide sulfurique fumant de Nordhausen qui distille, et le résidu est le colcothar, peroxide de fer. Si au lieu de calciner ce sulfate de peroxide, on le calcine en présence d'un composé de quelque sel marin, on obtient ce peroxide cristallisé — qui est employé pour faire avec la graisse, une pâte pour le repassage des lames — c'est ce qui explique la production du fer cristallisé — Mr Gay Lussac explique la formation du fer speculaire, en prenant du sesqui chlorure de fer. Cl^3Fe^2 qu'il chauffe avec 3 proportions d'eau H^2O^3. l'Eau est décomposée. il se forme 3 équivalents d'acide Chlorhydrique et le deutoxide de fer est cristallisé. $Fe^2Cl^3 + H^3O^3 = Fe^2O^3 + 3(ClH)$.

Le peroxide de fer est isomorphe avec le sesqui oxide de chrome Cr^2O^3 et l'alumine Al^2O^3. Sa couleur est variable tantôt il a un reflet métallique, tantôt il est d'un brun rouge — l'Hematite est rouge se trouve naturellement — le Colcothar est noir. quand il est et qu'il n'a pas été calciné, il n'est pas magnetique. Il est immédiatement soluble dans les acides — quand il est hydraté et qu'on le chauffe avec précaution, il arrive un certain moment où il est lumineux — quand il est mis en contact avec les fondants il les colore soit en rouge, brun, vert violacé, en jaunâtre.

les corps combustibles le réduisent facilement, quand il est mélangé avec des matières organiques, et qu'on le calcine, il abandonne du fer — il peut aussi se combiner avec le charbon et former de l'acier

quand il est mélangé à l'argile il prend le nom d'ocre l'ocre jaune est l'ocre non calciné, et l'ocre rouge est l'ocre calciné.

Le Colcothar, est employé en pharmacie, il prend les noms de Deutoxide de fer, oxide ferrique, safran rouge de fer peroxide de fer. — On le prépare par la calcination du sulfate de fer du commerce, qui préalablement a été fondu dans une bassine de fonte et chauffé au rouge sombre alors on le calcine dans un creuset de grès, il en résulte une masse rougeâtre que l'on pulvérise, puis après on la soumet à des lavages réitérés, pour le débarrasser du sulfate qui aurait pu rester indécomposé, Le Colc[othar] est alors pur et on le réserve après dessiccation

Safran de mars apéritif —

on désigne encore le deuxième de fer, que l'on emploie dans les pharmacies sous le nom de Carbonate de fer; cet oxide se prépare par la double décomposition du sulfate de fer et du Carbonate de soude, du mélange des solutions de ces deux sels, résulte un précipité qui est d'abord blanc c'est du Carbonate de protoxide de fer, mais bientôt le protoxide passe au vert puis au brun rougeâtre il est alors à l'état de deutoxide et le Carbonate est décomposé le deutoxide de fer est à l'état d'hydrate, en le séchant à l'air, on l'obtient sous forme d'une belle poudre d'un brun rougeâtre, il porte alors le nom de Safran de mars apéritif. c'est un mélange de sesqui oxide et de peroxide de fer dans lequel on trouve aussi quelque peu de Carbonate car il fait effervescence avec les acides.

Le Safran de mars astringent est aussi un mélange de sesquioxide de fer et de deutoxide, mais il ne contient ni hydrate ni carbonate, il résulte de la calcination du safran de mars apéritif.

L'Hydrate de deutoxide de fer $2(Fe^2O^3)\,3(HO)$ qui dans les officines doit être toujours conservé à cet état de bouillie claire avec de l'eau, dans des flacons bien bouchés; se prépare ainsi: on prend du sulfate de fer parfaitement pur exempt de Cuivre, on le fait bouillir dans une capsule de porcelaine, dans les proportions d'une livre de sulfate pour 2 livres d'eau et 3 onces d'acide sulfurique concentré on prend une capsule de la grandeur telle que le liquide ne la remplisse qu'à moitié; quand le liquide est bien en ébullition, on y ajoute de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rutilantes; alors on retire la capsule du feu et on traite la liqueur par après refroidissement, par l'ammoniaque, après l'avoir étendue de 20 à 30 fois son poids d'eau; tout le deutoxide de fer hydraté est précipité par l'ammoniaque, on le conserve alors sous forme de bouillie claire, dans des flacons bien bouchés

L'action de l'acide nitrique dans cette opération a pour but de fournir au fer de l'oxygène pour le suroxider et on précipite par l'ammoniaque plutôt que d'employer la potasse ou la soude, parce que cette base ne peut se combiner avec le fer pour former des ferrates ce qui arriverait si on employait la potasse ou la soude.

L'Ethiops martial aussi appelé deutoxide de fer, peroxide, oxide ferroso-ferrique est une combinaison de protoxide et de sesquioxide de fer — $FeO,\,2(Fe^2O^3)$ — obtenu par différens procédés — Bouillon Lagrange et Guinon le préparèrent en calcinant au rouge dans une cornue de grès, un mélange de 8 parties de safran de mars apéritif et 3 parties de vinaigre, ils poussaient le mélange graduellement à la chaleur rouge — L'acide acétique par sa décomposition donne naissance à des produits empyreumatiques et à de l'oxigène et hydrogène qui forment de l'eau, une partie de l'oxigène oxide le safran de mars; on obtient aussi un mélange de charbon mais cela n'est aucunement nuisible pour l'usage médical

dans quelques Pharmacopées, on remplace le vinaigre par de l'huile, les résultats sont les mêmes.
Mr Cavezzali a proposé un procédé qui a été étudié par Mr Guibourt mais qui ne réussit pas très bien sur de petites quantités — On prend une certaine quantité de limaille de fer, que l'on pile et qu'on passe au tamis de crin, puis après on la lave par décantation, jusqu'à ce que l'eau ne s'en trouve plus de rouille; alors on la tasse au fond de la terrine, et on la laisse s'égoutter — au bout de temps on remue la masse et on l'humecte de manière, [illegible] un excédant d'eau qui puisse recouvrir quand [illegible] la terrine; au bout de 5 à 6 jours au plus, on délaie le fer dans l'eau, on sépare par décantation l'oxide de fer qui s'est formé, on le recueille sur un filtre, et on le fait sécher à l'air, après l'avoir exprimé — Geiger conseille de délayer cet oxide dans l'alcool rectifié, [illegible] et de mettre à sécher rapidement dans un courant d'air sec; on traite de même tout le fer jusqu'à ce qu'il soit complètement oxidé; — le fer s'oxide lentement au contact de l'eau, mais aussitôt qu'il y a un peu d'oxide formé, les éléments de pile sont constitués et alors l'eau est décomposée — Suivant la remarque de [illegible], l'oxide de fer obtenu par ce procédé contient toujours un peu d'ammoniaque provenant de ce que l'eau est décomposée par l'hydrogène qui à l'état de gaz naissant se combine à l'azote.
Le Chlore et le Fer se combinent pour donner naissance à deux Chlorures — le Protochlorure de fer $FeCl$ est blanc, [illegible]
L'Oxide de fer magnétique (FeO, Fe^2O^3) est un corps très abondant dans la nature, on le rencontre en cristaux en octaèdres, quelquefois en dodécaèdres — on le obtient [illegible] l'action de l'eau sur le fer; [illegible] aussi l'obtient par [illegible] par ébullition, de fer dans l'eau [illegible] en décomposant par la potasse, un mélange de sels de fer au maximum et au minimum.
L'Acide Ferrique FeO^3 est un corps qui forme des sels.
Les ferrates se produisent soit en calcinant du fer avec du nitre et de la potasse, soit encore en opérant par la voie humide, en faisant passer sur du sesquioxide de fer un courant de chlore, et un grand excès de potasse, le chlore détermine la réduction du sesquioxide de fer, qui forme de l'acide ferrique, lequel se combine avec la potasse.
Le Ferrate de Potasse, est une substance très alcaline, qui ne doit pas être desséchée sur le papier parce que la potasse attaquerait le papier — quand il est en solution ce ferrate est rouge — on le distingue des manganates, en ce que traité par un acide, il laisse dégager de l'oxygène, et l'oxide de fer est attaqué par l'acide [illegible] les ferrates sont décomposés par l'ébullition en sesquioxide de fer et en oxygène — [illegible] et sont oxidants. les ferrates de potasse et de soude sont solubles.

Le Chlore se combine avec le Fer pour former deux Chlorures — le Protochlorure de Fer se prépare en dissolvant de la tournure de fer dans l'acide chlorhydrique jusqu'à saturation, l'opération commencée à froid, se termine à une douce chaleur — la liqueur est filtrée et évaporée rapidement pour éviter l'oxidation du fer — la dissolution de ce protochlorure dans l'eau doit être verte, quand le sel est mélangé de deutochlorure elle a alors une teinte jaune rougeâtre plus ou moins foncée.

Desséché il constitue le chlorure de fer médicinal, porté à calcination dans une cornue à une température très élevée, ce chlorure se sublime pour cristalliser en paillettes blanches; il reste dans la cornue un oxydochlorure vert foncé —

Composition — Cl Fe, 4(HO) graham — Cl Fe, 3(HO) Berzelius
Cl Fe, 6 HO, (Bonsdorff)

Le Deutochlorure de fer. Sesquichlorure de fer Fe^2Cl^3. est brun, d'un éclat vif quand il a été sublimé; très soluble dans l'eau, déliquescent à l'air humide, très soluble dans alcool et l'éther — ce dernier l'enlève à sa solution aqueuse. quand on évapore une dissolution de ce sel, il y a vers la fin de l'opération un dégagement d'acide chlorhydrique et un dépôt de fer correspondant quand il paraît sec et qu'on le chauffe dans une cornue, on a peu à peu un dégagement d'eau, d'acide chlorhydrique et de chlore, le perchlorure se sublime en belles écailles éclatantes, et on a un résidu de peroxyde de fer retenant du chlore —

on le prépare par différents procédés —

1° on traite l'hydrate de sesquioxyde de fer récemment préparé par l'acide chlorhydrique, solution commencée à froid et à la fin par une douce chaleur — quand l'acide ne dissout plus d'oxyde. on filtre la liqueur, on lave le résidu avec un peu d'eau, qu'on ajoute à la première liqueur, et on évapore ensuite dans une capsule de porcelaine, vers la fin de l'opération, on modère le feu et on agite continuellement. le produit recueilli fort chaud pour l'évaporation au bain marie, est mauvais, car il contient toujours une petite proportion d'oxydochlorure —

le perchlorure ainsi évaporé est séché et mis dans une cornue qu'on porte graduellement jusqu'à la chaleur rouge, le Deutochlorure se sublime alors sous forme de paillettes qu'on réunit en cassant la cornue, et on le renferme dans des vases de petite capacité —

2° on peut encore le préparer en faisant passer un courant de chlore sur des tournures de fer placées dans un tube de porcelaine et chauffées au rouge —

3° Mr Dural propose de préparer une solution de sesquichlorure de fer, par le premier procédé, de l'évaporer en consistance sirupeuse et de l'évaporer dans le vide, ou encore sous une cloche de verre en plaçant à côté une terrine renfermant de la chaux vive qui absorbe l'eau successivement —

ce procédé réussit bien mais le premier est préférable le chlorure est obtenu sec et a toujours une composition constante.

à l'époque de Thomassini, on recevait alcoolé que de deutochlorure de fer — et aussi la teinture de Bestucheff qui est le perchlorure de fer dissous dans la liqueur d'Hoffmann. on emploie aussi le Chlorure ferroso ammoniacal —

que l'on dispose en mélangeant les solutions de ~~[illegible]~~ Protochlorure de fer et de sel ammoniac, et évaporant à siccité en remuant continuellement —

L'Iodure de fer — se prépare en faisant réagir du fer en limaille, sur une solution concentrée d'~~iode~~ à la température de l'ébullition, le Fer se combine directement à l'iode et le sel formé, est ensuite évaporé dans sa dissolution — et quand la liqueur est dans un état de concentration assez avancé, on coule l'iodure sur un marbre et aussitôt on le renferme dans des flacons bouchés et de petites capacités car il attire fortement l'humidité de l'air, et tombe très promptement en déliquescence — le sel est brun —

Mr Dupasquier dispose l'iodure de fer, afin d'avoir de l'iodure en faisant réagir l'iode et le fer ensemble dans l'eau ~~à la température~~ placés dans un ballon devenu chauffé au bain marie — la combinaison se fait directement, on filtre ~~la~~ la solution et on l'incorpore immédiatement au sirop —

Le Soufre et le Fer se combinent pour former divers composés — on connaît cinq sulfures de fer qui ont été bien définis —

1° un sulfure octoferrique Fe^8S. qui s'obtient en réduisant par l'hydrogène, un sous sulfate de ~~peroxyde~~ de fer —

2° un Sulfure diferrique Fe^2S qui s'obtient en réduisant par l'hydrogène, un sous sulfate de protoxyde de fer —

3° un monosulfure de fer. qui peut être préparé en calcinant à équivalents égaux du soufre et du fer ou bien encore par la voie humide en précipitant par l'hydrogène sulfuré ou mieux encore en décomposant un sel de fer dissous, par un sulfure —

le monosulfure existe quelquefois à l'état de nature dans les couches de houilles — il sert à préparer le Volcan de Lémery — (chauffant légèrement 2 S et 2 Fe intimement mêlés, arrosant le mélange avec de l'humidité, il y a inflammation du sulfure et production de gaz —

4° un Sesquisulfure de Fer Fe^2S^3 qui se produit en mettant un sel de fer au maximum en contact avec un sulfure.

5° le plus important des sulfures de fer est le Bisulfure FeS^2 qui peut être facilement préparé en chauffant avec précaution du Fer ~~et~~ du soufre. Il porte le nom de Pyrite sulfureuse il est souvent cristallisé en cubes parfaitement définis, et aussi en dodécaèdres. ce corps est très dur, peu attaquable. décomposable par la chaleur —. on le rencontre fréquemment dans la nature

Le Fer. est susceptible de se combiner aux acides et former des sels, qui selon qu'ils sont produits par un oxyde du minimum ou du maximum d'oxydation, portent le nom de sels au minimum, ou sels au maximum —

Les sels au minimum se préparent facilement en faisant réagir directement dans un ballon ~~[illegible]~~ sur des ~~[illegible]~~ au contact de l'eau ~~mais à l'abri~~ du contact de l'air —

120

Les sels de fer au maximum se produisent principalement en mettant un sel de fer au minimum au contact d'un corps oxidant.

Les sels de fer au minimum, ont tous une coloration verdâtre quelquefois ils sont blancs, quand ils ont été suffisamment desséchés, leur saveur est astringente.

Les alcalis fixes précipitent le protoxide de fer qui est blanc bleuâtre insoluble dans un excès de réactif, devient vert à l'air, et jaune sous l'influence du chlore.

l'ammoniaque dans les sels de fer au minimum produit une précipitation incomplette, et le précipité est soluble dans un excès de réactif; il a lieu si se faisait de partie d'oxide de fer.

Les Carbonates solubles y produisent un précipité blanc bleuâtre plus soluble que le protoxide qui perd peu à peu l'acide Carbonique.

Les Phosphates solubles y produisent un précipité blanc bleuâtre.

Le Cyanoferrure de potassium y produit un précipité blanc qui bleuit rapidement à l'air, sous l'influence des corps oxidants — c'est le bleu de Prusse.

Les sels au minimum ont une grande affinité pour l'oxigène peuvent réduire certains métaux ainsi l'oxide d'or, et un sel de fer au minimum donnent par leur mélange un précipité quelquefois jaune, quelquefois aussi bleuâtre, c'est l'or métallique.

l'Hydrogène sulfuré ne précipite pas les sels de fer au minimum. mais si on y ajoute un acide organique, de l'acide acétique par exemple.

Les sulfures précipitent les sels de fer au minimum il y a alors double décomposition.

Les Sels au maximum ont une saveur semblable à ceux des sels au minimum, leur couleur est toujours jaune; les alcalis fixes et l'Ammoniaque y déterminent immédiatement un précipité jaune. Les Cyanoferrures jaune donnent immédiatement naissance à un précipité de bleu de Prusse. le Cyanure rouge ne produit pas de précipité. la couleur du sel se fonce.

la noix de galles précipite en noir.

Sulfures précipité noir de sulfure de fer.

Hydrogène sulfuré précipité laiteux de soufre.

Succinates Benzoates précipité jaune.

Le Fer combiné au Carbone à l'aide d'une forte chaleur et refroidi subitement ~~par~~ par percussion ou la trempe forme l'acier. on connait dans les aciers différents degrés, qui constituent.

l'acier de ~~~~ cementation l'acier damassé quelquefois en interposant dans l'acier un alliage cristallisé. on a même trouvé qu'en y mettant une certaine quantité d'argent.

Pour Extraire le Fer dans les arts. on Exploite différens minerais; entr'autres le minerai argileux, minerai terreux et le minerai dur ou minerai en Roche.

on Emploie pour obtenir le fer deux procédés bien distincts. le Procédé Catalan et le Procédé des hauts fourneaux

Le Procédé Catalan a l'avantage de donner du Fer immédiatement. on opère dans des fours coniques dont la plus grande ouverture est en haut et au bas desquels arrive un courant d'air. on réduit l'oxide de fer par l'influence du charbon et de l'air et comme cet oxide est assez pur, on obtient le fer parfaitement. après avoir obtenu le fer en loupe on le porte sous des lourds marteaux qui par la pression font sortir les scories encore en fusion. alors le fer est appelé au copins pour être forgé.

Dans le Procédé des hauts fourneaux il faut faire entrer la gangue en fusion. on charge le haut fourneau par le haut nommé gueulard il arrive dans le ventre. fortement en allumant le coke. la fonte en fusion coule dans un vaste creuset qui forme la partie inférieure du haut fourneau cette fonte est mêlée aux scories que l'on nomme laitier et qui préservent la fonte de l'oxidation le laitier s'écoule continuellement et quand le creuset est rempli alors on fait couler la fonte qui porte alors le nom de gueuse. alors il faut l'affiner. pour cela on emploie un appareil analogue à celui qui sert dans le procédé catalan. puis après on martèle le fer et on le forge. Pour séparer de la fonte autant que possible du charbon qu'elle contient, on a recours au procédé de puddlage ou le chauffe fortement dans un fourneau à réverbère, nommé four à puddler, puis on le fait passer sous le marteau. cinglage et sous des laminoirs de différentes formes

 pr le mercredi 26 9bre

Du Mercure (Hg)

Historique — Le Mercure est un métal très anciennement connu; les alchimistes le regardaient comme étant de l'argent liquide, aussi son nom d'Hydrargyrum, (ὕδωρ ἄργυρος) ils le chauffaient pendant des années pour le transmuter en or — ils obtinrent même jusqu'à le chauffer très fortement dans des boules de fer qu'ils faisaient rougir au feu. Les diverses tentatives faites pour opérer la transmutation de ce corps amenèrent alors la connaissance de plusieurs combinaisons importantes de ce métal; ainsi Paracelse découvrit le sublimé corrosif, et c'est lui qui le premier l'employa dans le traitement des maladies syphilitiques —

Propriétés — Le Mercure est un métal blanc bleuâtre liquide, il a l'éclat de l'argent; quand il est solide, il a la teinte du platine — Il est liquide à la température ordinaire; quand on le soumet à un froid de −39,5 par l'action de mélange réfrigérant, de l'acide carbonique solide et de l'acide sulfureux solide, il est susceptible de se solidifier, et même il peut cristalliser en octaèdres, et quelquefois en cubes — à l'état solide, il peut être applati sous le marteau. Il ~~[illegible]~~ produit sur la peau une forte sensation de brûlure et peut même déterminer la formation d'une ampoule — Il est assez [illegible], très dilatable, et cette propriété le fait rechercher dans la construction des thermomètres; quand il se solidifie, il se contracte beaucoup. Sa densité à 0 est 13,598 — et à −39,5 elle est de 14,390 —

Le mercure est volatil, même à la température ordinaire, Faraday a démontré cette propriété en suspendant une feuille d'or dans une éprouvette au dessus du mercure placé dans le fond de ce vase, après quelque temps, la feuille d'or était blanchie, par les vapeurs de mercure qui s'était volatilisé à la température ordinaire — Les vapeurs de mercure sont très faibles à constater à +50° — à une température plus élevée il est très volatil, et cette propriété est très [illegible] aux doreurs qui emploient [illegible] pour dissoudre l'or et l'appliquer ensuite sur le corps qu'on veut dorer — Il entre en ébullition à +350° alors sa densité est 6,976 — quelques métaux selon la remarque de M. Millon ont la propriété de retarder le degré d'ébullition du mercure avec lequel ils sont amalgamés, ces métaux sont le plomb, l'étain. Le platine au contraire accélère cette ébullition, parce qu'il ne s'amalgame pas avec le mercure.

Quand il est chimiquement pur il ne mouille pas le verre ni les corps polis avec lesquels il est mis en contact, quand il fait la queue, il mouille ces vases, il a cette propriété lorsqu'il contient seulement 1/1000 de plomb — le mercure fait aussi la queue quand il est humecté ou sali par des corps étrangers. Le mercure bien pur, et placé dans un tube capillaire

L'am[...] pour[...] en m[...] d'aro[...] L'am[...] est dif[...] fois d[...] le zoo[...] parce q[...] le zoo[...] vase[...] ressem[...] mouu[...] mercu[...] séparés

doit présenter d'après ... une surface convexe mais s'il n'est pas pur, s'il contient quelque peu de plomb ou d'étain, alors il mouille les parois du tube et il présente une surface concave — quand on le bat fortement dans l'air en l'agitant vivement, il peut se diviser assez pour prendre l'aspect d'une poudre noire — Les corps gras le divisent immédiatement.

L'air à la température ordinaire, n'a aucune action sur le mercure, mais quand on chauffe le mercure alors il absorbe une certaine quantité de gaz oxygène, il passe alors à l'état de bioxyde de mercure oxyde rouge qui fut le corps employé par Lavoisier dans l'analyse de l'air —

Le mercure se combine avec le Phosphore pour donner naissance à deux phosphures;

Le protophosphure de mercure est noir tenace facile à couper — se ramollit dans l'eau bouillante, se décompose au dessus de 100°: vapeurs blanches à l'air, et se change en acide phosphorique et en mercure — se prépare par ... en chauffant sous l'eau parties égales de phosphore et de mercure.

Le Perphosphure de mercure paraît se former quand on fait passer le phosphore en vapeurs sur le protochlorure de mercure en décomposant à une légère chaleur le bichlorure de mercure par le phosphure d'hydrogène gazeux: grand dégagement d'acide chlorhydrique
ce corps est rouge — pulvérulent —

En se combinant avec le Soufre le mercure forme deux composés —

Le protosulfure de mercure Hg^2S est noir, se décompose facilement en mercure et en bisulfure résulte de l'action de l'acide sulfhydrique sur les protosels de mercure.

Le Bisulfure de mercure HgS aussi nommé cinabre vermillon, est rouge quand préparé par sublimation en chauffant du soufre avec du mercure; quand ~~...~~ obtenu par la décomposition d'un sel de bioxyde de mercure par un sulfure alcalin, ou l'acide sulfhydrique, il est noir, quoiqu'on ... mais il passe au rouge quand on le chauffe

On connaît une combinaison de Selenium avec le mercure, le Biséléniure de mercure $HgSe$ —

Le Mercure forme des amalgames avec tous les métaux dont le degré de fusion n'est pas très élevé. Il se combine assez facilement à chaud, avec le platine en éponge, mais jusqu'à présent on n'a pu l'unir au platine forgé, au fer, nickel, cobalt, chrome —

Les amalgames sont tantôt solides, tantôt liquides; liquides quand le mercure prédomine, solides, quand le mercure n'est point suffisamment combiné — ou plus forte raison quand il est en quantité moins grande que le métal auquel il est uni —

L'amalgame de Potassium peut se faire directement en mettant en contact du potassium et le mercure. L'amalgame de Sodium est difficile à préparer, il faut avoir soin de maintenir le sodium sous le mercure parce que sans cette précaution le sodium serait ... et ne se combinerait pas au mercure, et se produirait entre les deux métaux une espèce de répulsion —

L'eau d'après Wiggers peut dissoudre une certaine quantité de mercure quand on a bouilli pendant ... heures avec ce métal — on en constate la présence dans l'eau, en ... la liqueur ou l'acide nitrique

et on concentre la liqueur, par l'action de l'acide nitrique le mercure est changé en nitrate et les réactifs en annoncent la présence — Mr Soubeiran est arrivé aux mêmes résultats en remplaçant l'acide nitrique par du chlore.

Les alcalis sont sans action sur le mercure.

L'Acide sulfurique concentré réagissant à chaud sur le mercure est décomposé, il y a dégagement d'acide sulfureux et il y a formation de sulfate de mercure — protoxide ou bioxide $2(SO^3) + Hg = SO^2 + SO^3 HgO$ — ou $SO^3 Hg^2O$ — le sulfate de bioxide se forme quand l'ébullition a été longue. L'acide sulfurique étendu de 3 à 4 proportions d'eau n'a aucune action sur le mercure, même quand l'ébullition est prolongée —

L'acide sulfhydrique n'agit pas sur le mercure, car il formerait immédiatement un protosulfure de mercure au contact du métal ?

L'acide nitrique agit sur le mercure très énergiquement. il y a dégagement de chaleur, de gaz bioxide d'azote, vapeurs nitreuses. formation de nitrate de mercure. aidant l'action vers la fin par un peu de chaleur.

L'acide chlorhydrique n'a aucune action sur le mercure ni à chaud, ni à froid.

L'Eau régale a sur le mercure une action très vive, il y a formation de bichlorure de mercure incolore et soluble

L'air à froid n'a aucune action sur le mercure, quand on chauffe le mercure à l'air, il s'oxide, forme le bioxide de mercure rouge, presque pur.

Les Corps gras divisent immédiatement le mercure.

Le Mercure se trouve dans la nature sous deux états, 1° à l'état natif, disséminé à travers certaines fentes de rochers; 2° combiné au soufre, à l'argent, au chlore.

Extraction — On extrait le mercure par différents procédés;

1° quand on le trouve à l'état natif on le recueille —

2° Dans le Palatinat, on grille le cinabre, on le mélange avec de la chaux; on distille le mélange dans des cornues de fonte et le mercure est recueilli. dans des récipients où ses vapeurs se condensent. $SHg + Ca = SCa + Hg$.

3° En Espagne à Almaden on fait brûler du soufre de ce sulfure en le soumettant à l'action d'une flamme très vive provenant d'un feu de broussailles, cette flamme très vive par conséquent très oxidante, traverse des grilles sur lesquelles on a placé les minerais de sulfure de mercure. le soufre est brûlé par cette flamme, transformé en acide sulfureux, qui se dégage, et le mercure se volatilise et passe ensuite dans des conduits de terre, nommés aludels, où il se condense et coule pour se rendre dans des chambres où il se condense complètement.

Le mercure est quelquefois impur, il est toutefois mélangé à des substances étrangères qui le salissent, alors on se contente de le passer à travers une peau de chamois —

quand il est amalgamé avec des métaux, tels que le plomb, le bismuth — on le débarrasse de ces métaux, on les oxidants pour cela on agite le mercure avec du nitrate acide de mercure et les métaux qui le contiennent sont oxidés et se précipitent. alors on sépare le mercure par la distillation

Pour distiller le mercure on place le métal dans une cornue de grès, dont on ferme l'ouverture extérieure par un

Du ... de mercure ... nitrate ... solution ... ... se sépare ... chlorhydrique ... dilution ... dans les ... ... action ... ... qui ... ... dotons

Le bioxide ... précipité ... alcali ... ... état de ... très co... ... ...

linge mouillé qui sert de conduit, et arrive jusque dans une terrine ~~d'eau~~ pleine d'eau froide et placée au dessous, le mercure y arrivant à l'état de vapeur se condense et se rassemble au fond de la terrine —

Oxides de Mercure

Le mercure en se combinant avec l'oxigène forme deux combinaisons un protoxide, un bioxide.

Le Protoxide de mercure Hg^2O. n'a pas encore été obtenu pur; il a toujours été obtenu à l'état de combinaison avec les acides, et quand on a cherché, à l'isoler, on n'a trouvé que les produits de sa décomposition — Mr. Guibourt ayant pressé du protoxide de mercure, l'ayant lavé, et comprimé entre deux corps durs, après avoir été séché; trouva des globules de mercure, qui mis en contact avec l'acide chlorhydrique donnèrent naissance à du bichlorure de mercure — ce chimiste l'ayant examiné au microscope, a reconnu que cet oxide de mercure était formé, par la combinaison du mercure métallique avec le bioxide de mercure.

On prépare ce protoxide de mercure, en versant une solution concentrée de potasse dans l'azotate de protoxide de mercure également dissous. Il se forme un précipité noir. qui représente les sels de protoxide — réactions qui donne naissance au précipité apu ... sans dégagement de chaleur, on peut observer avec l'acide chlorhydrique non seulement du bichlorure de mercure, mais encore aussi une certaine quantité de protochlorure —

Mr Duflos prépare le protoxide de mercure, en traitant pour ... d'azotate mercureux, une solution alcoolique de potasse ou d'ammoniaque — il sépare 1/12 de cette solution alcoolique, et il ajoute la solution de nitrate mercureux sur les 11/12 restant, jusqu'à ce la solution soit acide puis il ajoute 1/12 qu'il avait mis de côté. il obtient alors un précipité noir de protoxide de mercure

Donovan préparait ce protoxide de mercure, en ~~décomposant~~ ~~proto~~ décomposant le protochlorure de mercure par un excès de potasse.

Suivant Berzelius la chaleur de l'eau bouillante suffit pour décomposer ce protoxide de mercure.

Le Bioxide de mercure HgO. précipité par se, est un corps, jaune quand il est très divisé, rouge orangé quand il est peu divisé, comme dans le précipité rouge, rouge brun quand il est encore mais divisé, comme dans le précipité per se: Il est réductible à la chaleur du rouge naissant; il est légèrement soluble; l'action de l'oxygène et de l'air ~~sont~~ nulle sur ce corps — Il cède très facilement son oxigène aux corps combustibles — à une température peu élevée (250°) on obtient un dépôt noir de protoxide de mercure — le bioxide de mercure est légèrement soluble dans l'eau; quand on l'agite avec le liqueur on obtient un corps qui est précipitable par l'hydrogène sulfuré —

Le Bioxide de mercure précipité des sels par un alcali; est obtenu dans un état de division très grand et très convenable pour la préparation de l'acide hypochloreux —

On peut préparer ce corps par la voie humide, en le précipitant d'une de ses combinaisons salines, ainsi en décomposant par la potasse, ~~un~~ sel de bioxide de mercure, on obtient un précipité jaune de bioxide de mercure ~~anhydre~~ anhydre.

par la voie sèche, en calcinant du nitrate de mercure dans une fiole on obtient. un corps rouge cristallisé qui est le bioxide de mercure.

En calcinant du mercure à l'air libre, Lavoisier prépara le précipité per se des alchimistes

Sels de mercure au minimum.

Ces sels s'obtiennent facilement; si c'est un nitrate ou un sulfate en faisant bouillir le mercure avec l'acide qui constitue ce sel.

Ils sont blancs, d'une saveur astringente métallique, désagréable; les alcalis fixes forment avec ces sels un précipité caractéristique. Si on mêle la potasse dans un protonitrate de mercure on obtient un précipité noir, qui est un mélange de protoxide et de bioxide de mercure.

Le meilleur caractère pour reconnaître ces sels, est de les mettre en contact avec l'acide chlorhydrique ou un chlorure soluble; il se forme un précipité blanc de protochlorure de mercure; ce précipité sera nettement distingué des autres précipités blancs, principalement du précipité de chlorure d'argent, en ce que le protochlorure de mercure est soluble dans un excès de chlore, et traité par l'ammoniaque il devient noir.

Le précipité de protochlorure de mercure se distingue du précipité de chlorure d'argent en ce qu'il est soluble dans un excès de chlore

Si on précipite à chaud du protonitrate de mercure par l'acide chlorhydrique, le précipité qui se forme d'abord se redissout peu après en partie quelquefois complètement, parce que l'acide nitrique en se réduisant se combine avec l'acide chlorhydrique pour former l'eau régale et le chlore régénéré redissout le mercure.

L'acide sulfhydrique précipite en noir les sels de mercure au minimum.

Le chlorure d'étain réduit les sels de mercure au minimum, ils passent à l'état de perchlorure avec un dépôt de mercure.

Les iodures solubles les précipitent en vert.

Les chromates précipitent en rouge.

Les métaux qui précèdent le mercure réduisent les sels de ce métal au minimum.

Le meilleur réactif des sels de mercure au minimum, c'est la potasse qui y produit un précipité noir, et les chlorures.

Sels de mercure au maximum.

La saveur de ces sels est semblable à celle des précédents. Ils sont blancs quand ils sont neutres, ou acides, jaunes quand ils sont basiques.

La potasse y détermine un précipité jaune de bioxide de mercure.

L'ammoniaque ne précipite pas les sels de bioxide de mercure, mais après quelque temps, il se forme un précipité blanc qui est de l'amidure de mercure.

Le chlorure d'étain réduit les sels de mercure au maximum; si on verse du chlorure d'étain dans une solution de bichlorure de mercure, il se fait un précipité de protochlorure de mercure, et si on ajoute un excès de chlorure d'étain, il se fait un précipité, d'abord gris, puis noir, de mercure métallique.

L'hydrogène sulfuré y détermine un précipité qui est d'abord blanc, puis jaune, et enfin noir.

Les chromates y déterminent un précipité jaune rougeâtre qui est peu caractéristique.

Les iodures y déterminent la formation d'un précipité rouge, qui après avoir été distillé passe

Toute solution métallique précipitant en jaune rougeâtre par l'hydrogène sulfuré, et qui devient noir dans un excès du même réactif, est un sel de bioxide de mercure.

Les sels de bioxide de mercure sont en général décomposés par l'eau, ce qui n'arrive pas pour les sels de protoxide.

au jaune, et reprend sa couleur rouge par le refroidissement. en quand on le écrase avec un corps dur.

L'acide chlorhydrique et les Chlorures n'y produisent aucune précipitation.

Les métaux qui précipitent le mercure réduisent ces sels.

Une lame de cuivre, parfaitement décapée et plongée dans une solution d'azotate de mercure se recouvre après quelque temps d'une couche de mercure métallique.

Du Plomb.

pr. le Vendredi 27 9bre

Le Plomb est un métal très anciennement connu. les anciens le nommaient Saturne. Il fut de la part des alchimistes l'objet de grandes recherches.

Ce métal est blanc gris, d'un éclat métallique approchant du blanc bleuâtre et se ternit promptement à l'air. Son odeur et sa saveur sont peu sensibles, il est très mou, facilement rayé par l'ongle, usé par [illegible] le papier qu'il noircit. Il n'est ni élastique ni sonore. Il est le 8e métal pour la Ductilité et le 6e pour la Malléabilité. Sa ténacité est très faible, un poids de 2000 gr suffit pour rompre un fil de 0m,002. Sa Densité est égale à 11,445 et elle diminue par l'écrouissage. Le métal peut entrer en fusion avant la température rouge (334°) sa Cristallisation est très difficile à obtenir. mais quand il a été fondu à une température basse, on peut par la Décantation, obtenir des pyramides quadrangulaires. Il est très peu volatil il peut cependant être entraîné dans un courant de gaz inerte. Exposé à l'action de l'air il s'oxyde et il se forme à la surface du métal un vernis qui devient un sous oxyde de Plomb.

Le Plomb se combine avec le Carbone pour former un Carbure de Plomb. En calcinant du charbon avec un oxyde de Plomb, on obtient une poudre noire qui brûle au contact de l'air, c'est le Carbure de Plomb que l'on peut aussi obtenir par la calcination du cyanure de Plomb, ou du mélange des sels de Plomb avec des acides végétaux.

Le Plomb et le Phosphore se combinent pour former un Phosphure de Plomb que l'on prépare en faisant passer un courant de Phosphure d'Hydrogène gazeux dans une solution d'acétate de Plomb. On peut aussi le préparer en mettant une solution alcoolique de Phosphore en contact avec une solution d'azotate de Plomb.

Le Phosphure de Plomb qui se forme se précipite et apparaît dans la liqueur sous forme de flocons bruns.

le Plomb se combine avec le Soufre pour former deux sulfures — un monosulfure — un Polysulfure
Le Monosulfure de Plomb SPb. qui porte aussi le nom de galène, est très abondant dans la nature on le trouve dans les terrains primitifs. On peut le préparer artificiellement. 1° en faisant fondre ensemble du soufre et le métal, 2° traiter un oxide de ... par le soufre. 3° traiter un oxide par l'hydrogène sulfuré — 4° faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans un sel de Plomb en dissolution. 5° par la double décomposition, d'un sel de Plomb et d'un protosulfure de Baryum ou sodium.
Le Polysulfure de Plomb s'obtient en décomposant une solution d'un sel de Plomb par le Polysulfure de Baryum.
On rencontre dans la nature, un Seléniure de Plomb unis avec les seléniures de Cobalt, de Cuivre et
Le Chlorure de Plomb aussi nommé Plomb corné s'obtient par voie humide en décomposant un sel de Plomb par un chlorure soluble — le chlorure de Plomb formé se précipite à l'état cristallisé —
on le préparait anciennement en ... ensemble du sel marin et un oxide de Plomb, ce procédé a été abandonné —.
L'Iodure de Plomb qu'on peut obtenir cristallisé en paillettes s'obtient par la double décomposition d'un sel de Plomb soluble par un iodure soluble
Le Plomb s'unit avec certains autres métaux pour former des alliages.
En calcinant un mélange de 100 parties d'oxide de Plomb et de 60 de crème de tartre, charbonné, on obtient un alliage de Plomb et de Baryum blanc argenté, qui devient pyrophorique
A parties égales, les alliages du Plomb avec les métaux ductiles sont cassants excepté ceux de Zinc et d'Etain —
Le Plomb allié au Zinc forme la Soudure des Plombiers et aussi il forme l'alliage des potiers d'Etain
uni à l'Antimoine il forme l'alliage pour les caractères d'Imprimerie.
L'arsenic et le Plomb forment un alliage très cassant.
uni à l'antimoine et à l'Etain, le Plomb forme l'alliage fusible de Darcet.
L'Eau parfaitement pure n'oxide aucunement le Plomb — quand l'Eau est impure l'oxidation du Plomb est rapide, sous l'influence de l'air, l'eau devient laiteuse et il s'est formé un précipité blanchâtre qui est de l'oxi carbonate de Plomb —
Les acides attaquent plus difficilement le Plomb que les métaux précédents. aussi l'acide sulfurique concentré, et l'acide fluorhydrique sont très bien conservés dans des vases de Plomb —
L'acide nitrique, et l'acide chlorhydrique attaquent le Plomb à la température ordinaire
à une température élevée, l'acide sulfurique attaque le Plomb, il y a formation de sulfate de Plomb et dégagement d'acide sulfureux —

l'acide nitrique se combine au Plomb pour former un nitrate de Plomb qui est soluble et cristallisé —
l'Eau Régale produit avec le Plomb une réaction très vive et il y a formation de Chlorure de Plomb.

Oxides de Plomb —

Le Plomb s'unit à l'oxigène en différentes proportions pour donner naissance à divers oxides, un Sous oxide de Plomb (Pb^2O). le Protoxide (PbO) l'acide plombique ou oxide plombique (PbO^2) et le minium, matière orange qui est le résultat de la combinaison de l'oxide plombique avec le protoxide de Plomb, c'est un plombate de Plomb. ($Pb^2O^3 = PbO^2, PbO$)

Le Sous oxide de Plomb brûle quand on l'humecte avec l'eau; $= PbO, Pb$ —

Le Sous oxide de Plomb (Pb^2O) prend naissance dans l'oxidation spontanée du métal; Mr Dulong a donné un procédé pour la préparation de ce corps: il calcine à une température basse, l'oxalate de Plomb, qui se transforme en carbonate et sous oxide, le carbonate décomposé par la chaleur abandonne le sous oxide, qui fut longtemps considéré comme étant un mélange de Plomb, et de protoxide de Plomb; mais les travaux récents de Mr Pelouze ont démontré que ce corps était un véritable sous oxide; ainsi il ne forme pas d'amalgame avec le mercure, et le mercure ne lui enlève pas de Protoxide de Plomb, qui a la propriété de se dissoudre dans ce véhicule.

Le Protoxide de Plomb (PbO) est une base énergique comme les bases alcalines terreuses; quand on le met dans l'eau, il lui communique une réaction alcaline, parce qu'il forme un Hydrate qui est légèrement soluble dans l'eau. on reconnait cette alcalinité du Protoxide de Plomb par la réaction des sels de Plomb basiques; ainsi le sous-acétate de Plomb agit comme un alcali malgré la présence de l'acide acétique.

le Protoxide de Plomb se prépare en grand dans les arts par l'oxidation du Plomb à l'air; il prend différents noms. Le Massicot est l'oxide de Plomb non fondu et cristallisé, et la Litharge est l'oxide de Plomb qui a cristallisé après fusion. Cet oxide de Plomb peut aussi être obtenu sans état d'Hydrate, soit état anhydre.

on obtient l'oxide de Plomb hydraté en traitant par l'ammoniaque une solution de Plomb; il se forme alors un précipité blanc d'Hydrate de Protoxide de Plomb. Alors tout l'oxide, il est souvent utile de faire bouillir la liqueur; Mr Payen a remarqué que par ce procédé, il se formait un dépôt cristallisé de Protoxide de Plomb hydraté. il est jaune, fusible à la température du rouge sombre et on peut le couler. quand on opère cette fusion dans un creuset, le vase est percé, parce qu'il se forme une combinaison de la matière du creuset avec l'oxide de Plomb, il se forme un silicate de Plomb qui est assez fusible. cet oxide de Plomb est soluble dans l'Eau très légèrement, quand il est exposé à l'action de l'air il se carbonate. Il peut quelquefois fonctionner comme un acide et se dissoudre dans les Bases pour former des Plombites. le Plombite de Chaux est employé pour teindre en noir la barbe et les cheveux — ce Plombite de chaux se forme en faisant bouillir l'oxide de Plomb dans un lait de chaux. Cet oxide de Plomb est très facilement réductible quand on le chauffe avec du Charbon

Mr Berthier emploie la Litharge comme moyen de reconnaître la pureté des charbons; par la réduction qu'il a obtenue au moyen du charbon — Il mêle le charbon à essayer avec une certaine quantité de Litharge dans un creuset, et il soumet le mélange à une très forte calcination — d'après le charbon à essayer contient le Carbone plus ou moins [illegible] de Litharge réduite, on obtient du Plomb métallique.

(Essais par la voie sèche)

La Litharge dissoute à l'air à une température très élevée. si on la refroidit brusquement, elle cristallise en lames foliacées, jaunâtre. Si le refroidissement est lent, la Litharge cristallisée a une belle couleur rouge

Il se décompose, et on obtient un dégagement d'acide Carbonique et un résidu de Plomb métallique. On peut préparer cet oxide de Plomb ayant des propriétés physiques différentes. Il peut être quelquefois Rose, quelquefois jaune rougeâtre, quelquefois aussi et peut avoir la couleur de l'Iodure de Plomb. Certains Plombs différemment colorés peuvent parfaitement prendre la couleur du massicot. Les oxides de Plomb différemment colorés peuvent aussi prendre naissance par la calcination de l'Hydrate de Plomb.

Le Minium ($Pb^2O^3 = PbO^2, PbO$) peut être considéré comme étant un Plombate de Protoxide de Plomb, résultant de la combinaison du bioxide de Plomb avec le Protoxide. On peut l'obtenir par la précipitation du Plombate de Potasse traité par une dissolution de deutoxide de Plomb.

Quand on chauffe du Plomb à l'air, à une température basse il y a formation de massicot; quelquefois aussi produite en laissant le plomb rouler successivement au contact de l'eau cette eau devient laiteuse abandonne du massicot par précipitation, ce massicot chauffé au contact de l'air se transforme en minium. Le minium a été l'objet de recherches récentes de Mr Dumas, qui en a déterminé très exactement la composition. Pour préparer le minium dans les arts on opère ainsi: on calcine le Plomb dans des fours à réverbère, jusqu'à ce qu'il soit converti en oxide d'un jaune sale, on a mis dessus la poudre, et elle soumise à l'action de deux meules qui le broye, et en même temps au moyen de l'action d'un filet d'eau. c'est là le massicot. cet oxide sèche est repris et placé dans des caisses de tôle on l'a soumis à l'action graduelle de la chaleur, de manière à fournir ce que dans le commerce on nomme, minium de premier, second, troisième feu, il faut que le massicot subisse au moins l'action de deux feux pour se convertir en minium. ainsi préparé, le minium n'est pas toujours pur il peut aussi contenir du massicot qui n'a pas été transformé

Le minium préparé par la calcination du Carbonate de Plomb est beaucoup plus estimé; il est connu sous le nom de mine orange à cause de sa couleur, cet oxide est pur et ne contient pas de massicot. Ce corps fut aussi l'objet des recherches de Mr Dumas pour en déterminer la composition.

Certains verres d'allemagne contiennent du Plomb qui se réduit par un courant de gaz Hydrogène, et noircit, de sorte qu'il se forme des taches noires. Causes d'erreurs dans les analyses de ces cristaux.

Le minium est employé dans la fabrication du cristal, et l'emploi de ce corps est une garantie pour ne pas avoir de Plomb métallique dans la masse vitrifiable. Il contient quelquefois du cuivre, mais par des oxidations successives, on peut prévenir l'oxidation de ce métal et n'avoir que du minium. Le minium traité par l'acide nitrique laisse déposer l'oxide puce qui est l'acide Plombique. La mine orange donne le même résultat.

Oxide Puce, Bioxide de Plomb, acide Plombique

Ce corps a l'apparence du sesquioxide de manganèse, on l'obtient en traitant par l'acide nitrique, le minium, ou la mine orange. Quand on chauffe avec une base, cet acide Plombique, par exemple 10 parties de cet acide avec 20 à 25 parties de Potasse hydratée; par l'évaporation des liqueurs on voit se précipiter des cristaux rhomboïdriques de Plombate de Potasse qui est décomposable facilement

On obtient le Bioxide de Plomb cristallisé, en cubes, roses, très effilés, en le dissolvant dans une dissolution bouillante de Soude. (Calvert).

On l'obtient aussi en précipitant par l'ammoniaque un sel de Bioxide

L'acide Plombique est décomposable sous l'influence de différents agents. traité par l'acide sulfurique, il se décompose en Protoxide de Plomb qui s'unit à l'acide et un dégagement d'oxigène. $SO^3 + PbO^2 = SO^3PbO + O$. Cet oxide puce est fréquemment employé en chimie pour produire des oxidations et absorber certains gaz. Quand on mélange le Soufre avec cet oxide puce et qu'on chauffe ce mélange ou qu'on le frotte vivement dans un mortier. on forme un sulfure de Plomb, et il y a inflammation due à la formation d'acide sulfureux qui s'enflamme quand on chauffe cet oxide pur avec l'acide sulfureux

on obtient du sulfate de plomb, parceque l'oxide peut en partie décomposé, cède une portion de son oxygène à l'acide sulfureux qui passe alors à l'état d'acide sulfurique, lequel s'unit au protoxide de plomb. ($SO^2+PbO^2 = SO^3,PbO$) — on peut obtenir cet acide plombique par l'action de l'acide nitrique sur le minium et aussi en traitant l'oxide de plomb par les sels oxidants en traitant un carbonate de plomb hydraté par le chlore, on obtient de l'acide chlorhydrique et l'oxide pur — $PbO,HO+Cl = PbO^2+ClH$

Extraction

Le plomb existe en grande quantité dans la galène, qui est un protosulfure de plomb — c'est de ce sulfure qu'on l'extrait. On connait dans les arts deux modes d'extraction du plomb — la première méthode est la méthode de réaction — le minerai de plomb est préalablement très broyé, lavé pour le débarrasser de sa gangue — alors le minerai purifié est porté dans de grands fours à réverbère ou grillé. le sulfure de plomb qui se décompose en partie forme du sulfate de plomb, un oxide de plomb, qui tous deux réagissent sur le sulfure non grillé. la décomposition a lieu à chaud et on réduit cet oxide de plomb. si le minerai contient en quantité de la silice, alors il y a formation de silicate de plomb qui se vitrifie, tout ce qui se perd, si on ne le décompose à temps. cette décomposition a lieu à l'aide du charbon et du minerai de fer oxidé —

Le second procédé ou procédé de Réduction consiste à prendre également le sulfure de plomb purifié par les mêmes moyens que par le premier procédé — et à le mettre en contact avec des tôles et des ferrailles portées au rouge dans un petit fourneau. il y a décomposition du sulfure de plomb par le fer qui se substitue au plomb pour s'unir au soufre et former un sulfure de fer. le plomb métallique est mis à nu — cette séparation est assez longue, car il se forme un mélange de sulfures de plomb, de fer, de cuivre qui constitue un sulfure triple qu'on nomme mattes. Il faut alors pour décomposer les mattes griller ces sulfures lentement et longtemps — cette opération se fait dans des appareils particuliers auxquels on donne le nom de fours à manche. Ainsi obtenu le plomb porte le nom de plomb d'œuvre. il contient le plus souvent de l'argent, parceque le sulfure d'argent se rencontre très fréquemment dans les sulfures de plomb — pour retirer l'argent qui se trouve dans le plomb d'œuvre on opère par la coupellation. cette opération consiste à porter le plomb argentifère dans de grands creusets faits avec une matière poreuse, dans les arts on emploie des creusets faits avec de la cendre tassée. l'alliage est introduit dans ces creusets qui sont portés à la température rouge et placés dans un fourneau à réverbère particulier qui porte le nom de fourneau de coupelle; on fait arriver sur l'alliage un courant d'air, qui oxidant tout le plomb, laisse l'argent métallique, sous forme d'un bouton au fond du creuset. le plomb étant complètement oxidé est absorbé à l'état de litharge par les corps poreux — En Angleterre pour ne pas opérer sur de grandes quantités d'alliage, on arrive à retirer le plomb en grande partie en opérant par une espèce de lenteur des cristallisations successives, on arrive à obtenir un alliage plus concentré, que alors on traite par la coupellation — Dans les laboratoires on se sert des plombs privés en plomb qui ne contiennent pas d'argent, ces petites hémisphères de plomb contenant un qu'on appelle le plomb pauvre pour essais. elles ont un avec un certain poids, on les introduit dans le creuset rouge, et placé dans le moufle du fourneau de coupelle et c'est dans ce plomb fondu qu'on introduit l'alliage d'argent qu'on veut analyser —

dans la coupellation le plomb subissant l'oxidation ... suspension de l'oxide —

Sels de Plomb

Les sels de Plomb en général sont blancs, quand ils sont acides ils sont incolores, quand ils sont basiques, ils sont souvent colorés en jaune.

Leur saveur est d'abord sucrée, puis astringente.

La Potasse et la Soude y déterminent un précipité blanc d'oxyde de Plomb hydraté qui est soluble dans un grand excès d'alcali.

L'Ammoniaque y détermine un précipité blanc d'hydrate d'oxide.

Les Carbonates de Potasse, Soude, Ammoniaque y déterminent un précipité blanc de Carbonate de Plomb il y a échange de bases par double décomposition.

L'acide sulfurique et les sulfates solubles y déterminent aussi la formation d'un précipité blanc de sulfate de Plomb.

Le sulfate de Plomb est soluble dans le tartrate d'ammoniaque

L'acide Chlorhydrique et les Chlorures solubles y déterminent aussi un précipité blanc de Chlorure de Plomb, mais il ne faut pas que les liqueurs soient trop étendues.

L'acide sulfhydrique, les monosulfures et les sulfhydrates alcalins y déterminent une précipitation noire de sulfure de Plomb.

Le Chromate de Potasse et aussi celui de Soude y déterminent une précipitation d'une belle couleur jaune c'est le Chromate de Plomb.

On connaît un Chromate de Plomb naturel, connu sous le nom de Plomb rouge de Sibérie d'où Vauquelin a retiré le Chrome.

L'Iodure de Potassium y détermine une belle précipitation jaune d'Iodure de Plomb.

On obtient un Iodure blanc de Plomb en précipitant un sel de sous-oxide de Plomb par l'Iodure de Potassium.

Le Cyanure jaune de Potassium et de fer y détermine la précipitation en blanc, de Cyanure de Plomb ferrugineux.

L'infusion de noix de galles y détermine un précipité blanc de tannate de Plomb.

Une lame de Fer, Zinc, Cuivre, métalliques, le recouvre de Plomb métallique de couleur noire, on pourrait former l'arbre de Saturne.

pr. le Lundi 1er Décembre

de l'Arsenic

Historique

L'Arsenic était connu depuis longtemps, comme étant un corps vénéneux; en 1733 Brandt l'étudia et le considéra comme un métal, et successivement il fut étudié par divers chimistes. Macquer en 1746; Monnet en 1773 et Scheele en 1775 Bergmann en 1777 et par les chimistes modernes.

Propriétés physiques

C'est un corps solide, ayant une apparence cristalline et une couleur grisâtre, ayant le brillant métallique, qui cependant est variable suivant les circonstances physiques, il peut cristalliser en octaèdres, en aiguilles, en tétraèdres. Il est sans saveur, sans odeur, inerte et pulvérisable, il n'est pas malléable, sa densité est 5,959. Il est fusible et son point de fusion est difficile à constater. Il peut se volatiliser et donner des vapeurs d'un brun foncé; son état liquide peut être remarqué accidentellement en augmentant la pression atmosphérique on est parvenu à le liquéfier. Il est volatil à plus de 160° et la densité de sa vapeur est 10,36. Cette vapeur est inflammable et brûle avec une flamme livide, une portion de l'arsenic est volatilisé, cette vapeur d'arsenic a une odeur alliacée particulière caractéristique analogue à celle du Phosphore.

Il peut se combiner avec l'oxygène directement en élevant un peu la température. Il forme trois composés un sous oxide et deux acides.

L'action de l'air est la même que celle du gaz oxygène seulement cette combinaison est plus lente quand les gaz sont humides.
Les combinaisons que l'arsenic forme avec l'oxygène sont peu stables.
L'Arsenic et Hydrogène se combinent pour donner naissance à deux composés, un solide et un gazeux. Le composé gazeux est le gaz Hydrogène arsenié incolore, d'une odeur alliacée quand on le brûle, mais due à l'arsenic; quand on brûle ce gaz, la flamme étant mise au contact d'un corps froid, il laisse un dépôt d'arsenic métallique, qui forme des taches noirâtres miroitantes. Il peut aussi laisser déposer dans le tube un anneau métallique quelques centimètres au-dessus de la flamme.
Le gaz Hydrogène arsenié prend naissance quand on décompose l'arséniure de Zinc soit par l'acide Chlorhydrique, soit par l'eau et l'acide sulfurique.
En mettant au contact de l'eau un arséniure de potassium très chargé d'arsenic, on obtient l'arséniure d'Hydrogène solide, le sesquiarséniure d'Hydrogène brun rougeâtre, inodore, insipide, insoluble dans l'eau.
Chauffant dans un matras, de l'arsenic avec Phosphore ou bien sous l'eau, de l'acide arsénieux, de l'arsenic et du Phosphore, on obtient un Phosphure d'arsenic noir et brillant très altérable ne pouvant être conservé que sous l'eau.
L'arsenic peut se combiner en un grand nombre de proportions avec le Soufre.
Le Protosulfure d'arsenic ou Realgar est solide, d'une couleur rouge orangé, insipide, vénéneux, parfaitement volatilisable; il existe dans quelques roches à l'état natif; obtenu en faisant fondre l'arsenic et le soufre en proportions égales; dans le commerce, résultat de la distillation simultanée de l'acide arsénieux et du soufre, ou de la pyrite de fer et la pyrite arsenicale — (AS).
Le Sesquisulfure d'arsenic, ou orpiment obtenu en faisant passer un courant d'Hydrogène sulfuré dans une solution d'acide arsénieux, dans l'acide chlorhydrique, soit en mêlant les solutions d'arsenite de potasse, de protosulfure de potassium ou sodium, et versant ces liqueurs mêlées dans l'acide Chlorhydrique étendu d'eau; formation de Chlorure de potassium ou sodium, et le sulfure se précipite — jaune, nacré, cristallisable, employé en peinture — (As^2O^3)
Un autre sulfure d'arsenic As^2O^5 obtenu en faisant passer un courant d'Hydrogène sulfuré dans une solution chaude d'acide arsénique — poudre jaune un peu plus claire que l'orpiment. Soluble dans les solutions alcalines.
On connaît un séléniure d'arsenic.
L'arsenic peut former avec les métaux des alliages qui sont cassants, facilement décomposables par le feu en vaisseaux fermés, en arsenic et en métal; si on opère à vases ouverts, l'arsenic s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'air, forme de l'acide arsénieux qui se volatilise sous forme de fumées blanches. L'alliage le plus employé est l'alliage de Zinc et d'arsenic qui sert à préparer l'Hydrogène arsenié.
L'arsenic en poudre mis au contact de l'eau dans une capsule s'oxyde peu à peu aux dépens de l'oxygène de l'air contenu dans cette eau, et il se dissout une assez grande quantité de la mort aux mouches.

L'action de la Potasse sur l'arsenic, a été étudiée par
~~m Soubeiran, — le chimiste avec que~~
l'arsenic en poudre bouilli avec la potasse en dissolution concentrée, décomposerait l'eau, il y aurait dégagement d'hydrogène et formation d'un arsenite. (Gmelin)
L'arsenic mêlé à la potasse fondue et maintenue au dessous de la chaleur rouge, il y a formation d'arsenite d'arseniure de potassium, et dégagement d'hydrogène.
Cette masse alcaline chauffée au rouge cerise décompose l'arsenite formé, il se dégage des vapeurs d'arsenic métallique et un arseniate alcalin. Soubeiran

L'acide sulfurique concentré n'a point d'action à froid sur l'arsenic, à chaud l'acide est décomposé, il se forme de l'acide sulfureux et l'acide arsenieux.
L'acide azotique se décompose au contact de l'arsenic, dégagement de bioxide d'azote, formation d'acide arsenieux, puis d'acide arsenique.
L'acide Chlorhydrique sans action.
Eau régale formation d'acide arsenique —

Composés Oxigénés de l'Arsenic

L'Arsenic en se combinant avec l'oxigène forme trois composés — un sous oxide d'arsenic — As^2O — l'acide arsenieux As^2O^3 — l'acide arsenique As^2O^5.

On obtient le Sous oxide d'arsenic en exposant à l'air libre des fragments d'arsenic, on obtient alors une masse d'une couleur grise, non brillante, et une [illegible] qui est toujours à l'état pulvérulent.
Cette poudre mise dans un tube et chauffée, laisse dégager l'acide arsenieux sous forme de vapeurs blanches, puis après l'arsenic se volatilise et se condense sur les parois du tube sous forme d'anneau métallique qu'on peut promener en le chauffant ou [illegible] au moyen d'une lampe à alcool — on pense qu'il est formé d'acide arsenieux et d'arsenic — $As^2O^3 = As^2O^3 + As$ —

L'acide arsenieux, oxide blanc d'arsenic As^2O^3 est blanc, solide, d'une forme régulière tantôt en octaèdre régulier, tantôt en tétraèdre, suivant qu'il a été obtenu par volatilisation, ou qu'il a été précipité d'un de ses sels — Il a une saveur métallique qui ne se développe pas de suite, il est inodore quand on le volatilise, mais en le chauffant sur une brique chaude — si on le mettait sur un charbon incandescent il serait décomposé, et l'arsenic libre se volatiliserait en répandant une odeur d'ail — on peut purifier cet acide en le sublimant dans un matras, à la partie supérieure duquel il vient se condenser sous forme vitreuse — la densité de ce corps est, 3,738 — la chaleur ne le décompose pas — Il ne peut être fondu, ou bien cette fusion ne peut devenir apparente qu'en le soumettant à une pression assez forte et à l'aide de la chaleur —
L'acide arsenieux se présente sous deux états différens, quand il est récemment préparé, il est sous forme d'une masse ayant une apparence vitreuse, qui peu à peu prend l'aspect d'une masse opaque. à cet état opaque, il n'y a pas chimiquement de différence dans la constitution de ce corps et ce changement dans l'état moléculaire, qui se fait sensiblement au contact de l'air, gagne du contact, et même de l'ongle et de la vapeur d'eau — quand l'acide arsenieux vitreux a été dissous dans l'acide chlorhydrique, et qu'on laisse cette dissolution se refroidir dans l'obscurité, il se dépose de petits cristaux d'acide arsenieux et chaque petit cristal est précédé d'une étincelle très brillante au moment de sa formation — le même phénomène ne se présente plus quand on fait la même expérience avec l'acide arsenieux opaque — cette observation est due à Henry Rose qui a de plus remarqué que ce phénomène ne se présentait plus quand on

tentait cette même expérience avec des cristaux incolores
un de les mêmes cristaux d'acide arsénieux, broyé avec
du sulfate de potasse, passe à l'état opaque en présentant
tous le même phénomène d'étincelle électrique
l'eau dissout l'acide arsénieux mais en petite quantité
l'eau froide en prend 1/100 et l'eau bouillante 1/10. on a cru
reconnaître cette différence de solubilité entre l'acide
arsénieux vitreux et l'acide arsénieux opaque
ses propriétés acides où l'acide arsénieux sont très faibles, il rougit
rougit par la teinture de tournesol, aucun ne connaissait
aucunement oxide basique d'arsenic, mais il se combine
avec les bases pour former des combinaisons peu stables dans
lesquelles il se trouve plutôt toujours en excès de base
un grand nombre de corps décomposent cet acide
Le Chlore le décompose en agissant par différence d'affinité
si on opère sur les corps secs et à l'aide de la chaleur, il y a
combinaison entre le Chlore et l'arsenic, l'oxigène se dégage
si l'on opère par voie humide, l'eau est décomposé, il y a
formation d'acide Chlorhydrique et d'acide arsénique, cette
réaction est employée dans la Chlorométrie
chauffé avec du Charbon l'acide arsénieux est décomposé,
l'arsenic métallique se volatilise, et l'oxigène se unit au
carbone pour former l'acide Carbonique
l'Hydrogène peut réduire complètement l'acide arsénieux
en agissant à une température de beaucoup supérieure à
celle qui est nécessaire pour la volatilisation de l'acide arsénieux
il y a formation d'hydrogène arsénié
le Soufre chauffé avec l'acide arsénieux forme de l'acide
sulfureux et l'arsenic se volatilise
l'action des Hydracides sur l'acide arsénieux est nulle
exceptant toutefois l'acide Sulphydrique qui précipite
en jaune la solution d'acide arsénieux. ce précipité jaune est
le sulfure d'arsenic l'orpiment. l'acide Chlorhydrique
dissout parfaitement l'acide arsénieux et le précipité par l'acide
sulphydrique est beaucoup plus abondant dans cette solution
parce que l'acide arsénieux y est beaucoup plus soluble que dans
l'eau
Les Oxacides cèdent à l'acide arsénieux une partie d'oxigène
pour le faire passer à un degré d'oxigénation plus grand. ce sont
surtout les oxacides dans lesquels l'oxigène a peu d'affinité
pour le radical
les cristaux d'acide arsénieux sont anhydres

On Prépare l'acide arsénieux en faisant brûler l'arsenic
dans l'oxigène. il y a production d'une grande chaleur
ou flamme, cette chaleur est assez forte pour s'opposer à
la formation de l'acide arsénique. L'acide arsénieux
se produit à l'état de vapeurs blanches qui tapissent les
parois de la cloche sous laquelle on le fait brûler. on
[illegible] cet acide en traitant l'arsenic par l'acide
nitrique peu fort. on peut encore traiter l'arsenic par
de l'acide sulfurique, mais par ce procédé on peut aussi
obtenir de l'acide arsénique. quelquefois on fait entièrement
de l'acide arsénieux par solution, il est plus soluble dans
l'eau que le premier. on Prépare encore dans les arts
l'acide arsénieux par le grillage des minerais ~~arsenic~~
de cobalt arsenifère ou des sulfures d'arsenic. alors ~~l'acide~~
l'arsenic se volatilise et se combine avec l'oxigène pour
former l'acide arsénieux qui se condense dans les conduits
ou dans les cheminées de condensation des fourneaux dans les
dans lesquels il se fait l'opération du grillage

L'acide arsénique As^2O^5 ne peut être obtenu directement
par oxigénation de l'arsenic, on de l'acide arsénieux
si l'on oubliait oxigénant l'acide arsénieux en le traitant
par l'eau régale, si on oxigénait directement l'arsenic cette
opération serait beaucoup trop longue. on emploie

ainsi le Chlore à l'aide même moyen donne réaction, et voici quel est le procédé — on place l'acide arsénieux solide et en fragments, dans un cylindre de verre incliné, par l'extrémité supérieure de ce cylindre on fait arriver un petit filet d'eau qui humecte constamment l'acide arsénieux, puis au moyen d'un générateur de chlore, on fait arriver ce gaz par la partie inférieure du cylindre, sous l'influence du Chlore l'eau est décomposée, son oxygène se porte sur l'acide arsénieux forme l'acide arsénique, et l'hydrogène s'unit au chlore et forme l'acide Chlorhydrique — l'acide arsénique entraîné par l'eau coule dans un récipient placé à l'extrémité inférieure du cylindre —

L'acide arsénique se présente sous forme d'une masse spongieuse, n'ayant aucune apparence métallique il a une réaction acide il forme des arséniates en se combinant avec les bases — il est beaucoup plus stable que l'acide arsénieux, sa saveur est acide métallique — quand il est anhydre il fond assez facilement à une chaleur rouge et se décompose en acide arsénieux et en oxygène — quand la température approche de celle de la fusion du verre, l'acide arsénique se décompose plus difficilement que l'acide sulfurique — les deux acides comparés à l'état anhydre se décomposent au même point — à l'air humide l'acide arsénique tombe en déliquescence, et forme une masse sirupeuse qui est susceptible de former de gros cristaux et dont la composition est semblable à celle de l'acide sulfurique à deux équivalents d'eau —

L'Hydrogène à chaud décompose l'acide arsénique en lui enlevant son oxygène —

Le Soufre lui enlève aussi tout l'oxygène, et s'unissant avec il forme un sulfure d'arsenic —

Le Carbone enlève aussi tout l'oxygène et l'arsenic métallique se dépose —

Desquels des Métaux le fer, le cuivre, le plomb, etc enlèvent à cet acide tout son oxygène.

les Hydracides et particulièrement l'acide Sulfhydrique agissent d'une manière particulière, le dépôt de sulfure d'arsenic ne se fait qu'à la longue —

l'acide Sulfureux à froid n'a aucune action sur l'acide arsénique mais à l'action de la chaleur il lui enlève une partie de son oxygène pour former l'acide sulfurique l'acide arsénieux est libre —

les autres oxacides n'ont aucune action sur lui —

Arsenites

Un arsenite soumis à l'action de la Chaleur dans des vases fermés se décompose, son acide se volatilise, ou bien il est décomposé en partie, et on obtient alors pour résidu un arséniate et de l'arsenic libre —

Décomposés par les Métalloïdes à l'aide de la chaleur leur acide est réduit — Charbon, [illegible] métalloïde — la température doit être moins élevée que dans la décomposition des arséniates.

Les arsenites de Potasse et de Soude sont seuls solubles dans l'Eau les arsenites de chaux, strontiane, baryte sont solubles dans un excès d'acide arsénieux.

Bases Les arsenites les plus stables sont ceux de Baryte, strontiane chaux, puis viennent ceux de Lithine potasse, soude ammoniaque — le Vert de Scheele [illegible] l'arsenite de bioxyde de cuivre est décomposé par la potasse caustique, il se forme un arsenite de potasse et le cuivre rouge se précipite —

Les acides décomposent les arsenites en déplaçant l'acide

On ne connaît que trois arsenites naturels arsenieux de Cobalt, nickel, et de Bioxyde de Cuivre

Préparés en mettant directement en contact de l'acide arsénieux en poudre avec les dissolutions alcalines concentrées en opérant à l'ébullition —

Les arsenites insolubles s'obtiennent par double decomposition
un seul arsenite metallique est employé c'est l'arsenite
de bioxide de cuivre aussi nommé vert de Scheele du nom de
son inventeur — il peut préparer en traitant une solution
concentrée d'arsenite de potasse par du sulfate de cuivre
un autre vert se prépare et est nommé vert de Schweinfurth
il se rapproche du vert de Scheele est légèrement bleuatre.

Arseniates —

Tous les arseniates sont fusibles a une temperature plus
ou moins élevée, sous decomposition les plus fusibles sont
les arseniates de potasse, de soude, et l'un des moins
fusibles est l'arseniate de manganèse — les arseniates
dont les oxides sont facilement reductibles par le charbon
decomposables a l'action de la chaleur — et on obtient le
metal reduit, et l'acide arsenieux.
Les metalloïdes decomposent les arseniates quand on
les calcine ensemble. l'action du charbon seul a été étudiée
on obtient tantot de l'oxide de carbone tantot de l'acide
carbonique selon que la base est plus ou moins reductible
l'action de l'hydrogène, du bore, du phosphore et de
soufre est analogue.
Tous les arseniates sont insolubles dans l'eau excepté
ceux de potasse soude et ammoniaque ils sont solubles
tous dans un excès d'acide.
Ils sont decomposables par les acides plus forts — il
peut resulter des doubles decompositions par leur mélange
avec certains sels.
On trouve des arseniates dans la nature 1° l'arseniate
de chaux quelquefois uni à celui de magnésie, les arseniates
[illegible], de cobalt, nickel, plomb — les arseniates
de fer, du bioxide de cuivre, a differens degrés de saturation
se rencontrent dans différens minerais —
Les arseniates de potasse et soude qui sont solubles
peuvent se preparer en faisant agir directement la
potasse ou la soude sur l'acide arsenique ou bien encore
même mieux en calcinant l'acide arsenieux avec la potasse
de potasse ou soude — les arseniates insolubles se pré-
parent par double decomposition.
Exposé a la flamme d'une lampe les arseniates
laissent dégager une odeur arsenicale très prononcée —
chauffés dans un tube avec du charbon ils donnent de
l'arsenic metallique — cela se remarque a l'état d'arsenite
ou d'arseniate soluble de potasse ou de soude en
calcinant avec le carbonate d'une de ces bases. un
arsenite precipite avec le sulfate de cuivre, l'azotate
d'argent en jaune clair donnant petit apres de couleur
gris foncé. mêlé avec un acide il donne de suite un précipité
jaune clair par l'acide sulphydrique — un arseniate
precipite en blanc bleuatre le sulfate de cuivre; l'azotate
d'argent en brun, étendu d'un acide l'acide sulphydrique
n'y determine un precipité jaune qu'au bout d'un temps
assez long.

Arsenite de Potasse AsO^3KO —

Sel mal connu, blanc sans odeur, très venéneux soluble
dans l'eau qui l'abandonne par évaporation sous forme d'une
masse gommeuse sans apparence de cristallisation — il
n'est employé que dans la liqueur de Fowler qui est
une solution d'acide arsenieux dans le carbonate de potasse
parties égales de carbonate de potasse et d'acide arsenieux
dissout dans 100 fois leur poids d'eau — aromatisé avec
de l'alcoolat de mélisse

Arseniates —

Parmi les arseniates quelques uns sont employés en médecine — Le Bi-arseniate de Potasse qui est aussi nommé sel arsenical de Macquer, est blanc, sa saveur est acide, il est très vénéneux, il forme de gros cristaux prismatiques à quatre faces terminés par des sommets à quatre faces et qui ne s'altèrent pas à l'air — On le prépare en faisant fondre dans une cornue un mélange à parties égales d'acide arsenieux et de nitrate de potasse, on porte graduellement à la chaleur rouge et on arrête quand il n'y a plus dégagement de vapeurs — alors on casse la cornue et on reprend le résidu par l'eau et on fait cristalliser — L'acide arsenique se prépare par la [illegible] oxydation de l'acide arsenieux par l'oxygène fourni par l'acide nitrique décomposé —

L'acide arsenique en se combinant avec la soude forme deux composés, un arseniate neutre, et un arseniate acide — Pour l'usage médical on emploie le l'arseniate neutre de soude parce qu'il cristallise très bien, l'arseniate acide au contraire ne peut cristalliser. L'arseniate neutre, cristallise en beaux prismes hexaèdres réguliers qui contiennent beaucoup d'eau de cristallisation; sa saveur est âcre, il est parfaitement soluble dans l'eau. Il est employé comme l'arseniate de potasse pour les fièvres intermittentes et les maladies de peau — On le prépare en calcinant un mélange de nitrate de soude et d'acide arsenieux puis en saturant l'excès d'acide par du carbonate de soude, après avoir vu que les eaux mères étaient alcalines, sinon ajouter du carbonate de soude. La solution de cet arseniate 0,05 pr. 32 gr eau distillée constitue la liqueur de Pearson.

L'arseniate d'ammoniaque médicinal est l'arseniate neutre; sel blanc, cristallisé en prismes rhomboïdaux s'effleurissant à l'air, et ne perdant pas d'eau, mais bien de l'ammoniaque — très soluble dans l'eau plus à chaud qu'à froid — employé aux mêmes usages que les sels précédents. Préparé en saturant l'acide arsenique par l'ammoniaque ou le carbonate d'ammoniaque evaporer avec un excès d'alcali —
employé en solution à 1/200 —

L'arseniate de protoxyde de fer employé en solution par M. Biett est un sel qui résulte de la double décomposition du sulfate de fer et l'arseniate de soude, il est blanc, mais s'altère très rapidement à l'air, en se changeant en une combinaison d'arseniate de protoxyde et arseniate de bioxyde

Du Cuivre

Le Cuivre est un métal très anciennement connu, les anciens lui donnèrent le nom de Vénus. Il est facile de comprendre pourquoi ce métal est connu depuis si longtemps, car on le trouve à l'état natif, et ses oxides se réduisent très facilement.

Le Cuivre est rouge, d'une couleur éclatante; quand il est en contact avec l'air, cette couleur prend une teinte jaune rougeâtre et quand le cuivre est exposé au contact de l'air chargé d'une grande quantité d'humidité, il prend une teinte verte, surtout quand les acides y ajoutent leur action. La saveur et l'odeur de ce métal sont connues. Il est très malléable, c'est le plus tenace de tous les métaux après le fer; un fil de cuivre de 0m,002 peut supporter un poids de 137000 gr sans se rompre. Il est fusible à 27° Wedgwood (800°c). Il peut après sa fusion cristalliser en rhomboèdres. Il a été rencontré cristallisé en cubes bien définis, qui peuvent être obtenus par la voie ~~humide~~. Quand on chauffe très fortement ce métal il peut émettre des vapeurs qui colorent la flamme en vert. Quand on le chauffe pendant plusieurs jours il peut perdre 1/2 centième de son poids. Sa densité est 8,788. C'est un des meilleurs conducteurs de la chaleur. Exposé à l'air humide il se change en une matière verte qui est du Carbonate de Cuivre hydraté — à l'air sec il ~~répon~~ n'éprouve aucune altération. Il est moins oxidable que le fer. Il ne décompose pas sensiblement l'eau à une température élevée, il la décompose un peu.

Les acides hydratés déterminent quelquefois l'oxidation de ce métal, quelquefois même l'acide lui fournit de l'oxygène. L'acide sulfurique concentré en contact avec le cuivre métallique, produit un dégagement d'acide sulfureux et un sulfate de cuivre. $2(SO^3HO) + Cu = SO^2 + SO^3,CuO,HO$. M. Gay Lussac a proposé de préparer le sulfate de cuivre en arrosant avec l'acide sulfurique dilué le cuivre métallique au contact de l'air. L'oxidation du métal se fait aux dépens de l'oxygène de l'air, et même c'est un moyen d'analyse de l'air.

Les acides les plus faibles produisent l'oxidation du cuivre: le vinaigre, les fruits acides, forment avec le cuivre des sels de ce métal. Les corps gras ont aussi la même action, le cuivre oxidé se combine avec les acides gras, ce qui est un inconvénient dans la construction des Chronomètres.

L'Hydrogène réduit facilement l'oxide de cuivre à une température assez basse, et le cuivre métallique ainsi réduit est très avide d'oxygène, et peut même être pyrophorique.

Quand on chauffe du cuivre à l'Air et qu'on le refroidit rapidement, il se forme à la surface de ce métal une couche que l'on peut détacher très facilement. Cet oxide est du bioxide de cuivre, et quelquefois même du protoxide.

Le Cuivre se combine avec quelques-uns des Métalloïdes en proportions et forme des composés binaires.

Phosphure de Cuivre — brillant, gris clair, cassant, obtenu par Berzelius en faisant passer du gaz hydrogène phosphoré sur l'oxide, bisulfate ou bichlorure de cuivre, chauffé légèrement dans un tube de ~~porcelaine~~ verre. Ce chimiste admet trois phosphures de cuivre.

on connait plusieurs combinaisons du Soufre avec le Cuivre. Le Protosulfure de Cuivre (Cu^2S) aussi nommé pyrite sulfureuse, existe dans la nature où il constitue des mines dans certains pays. On peut le préparer artificiellement, en chauffant ensemble du soufre et du cuivre, au moment de la combinaison il y a dégagement de Calorique et de Lumière.

Ce sulfure est solide, gris de plomb, cristallisable en prismes hexaèdres réguliers — par l'action du sulfate sous l'influence d'une température élevée X

X qui se décompose en acide sulfureux et oxyde de cuivre

le Bisulfure de Cuivre s'obtient par voie humide (CuS) en traitant un sel de cuivre par l'Hydrogène sulfuré. il est insoluble dans les acides. cet Hydrogène sulfuré, est employé dans l'analyse des ... [illegible] ... par l'action de sulfate.

on peut aussi le faire dans une solution d'un sel de cuivre une solution d'un ... [illegible], quand on prend du sulfure ... [illegible] obtenir des sulfures à des degrés de sulfuration proportionnés à celle des sulfures alcalins employés.

on connait un Seleniure de Cuivre.

on connait des Combinaisons du Cuivre avec le Chlore le Fluor le Brome l'Iode.

Les Chlorures de Cuivre ont ... importance

Le Protochlorure de Cuivre est depuis longtemps connu, il est insoluble, précipité par la ... de la solution soluble dans un excès d'ammoniaque formant une liqueur blanche qui prend la coloration bleue. préparé en traitant du cuivre en excès par l'acide Chlorhydrique et faisant bouillir le mélange.

Le Bichlorure de Cuivre peut se préparer directement en faisant réagir le Chlore sur du Cuivre réduit en feuilles minces — la combinaison se fait avec dégagement de chaleur et lumière — faisant brûler du Cuivre réduit en fils minces et chauffé à une extrémité, le Cuivre alors brûle dans le Chlore comme le fer en fil brûle dans l'Oxygène. On peut aussi traiter un sel de cuivre soluble par le Chlorure de Calcium, il y a double décomposition et le sulfate de chaux formé se précipite, on peut le précipiter complètement en ajoutant de l'alcool dans la liqueur.

Le Bichlorure de Cuivre ($CuCl$) est un corps brun quand il est anhydre, sa solution concentrée est verte, passe au bleu quand on ajoute de l'eau, et est soluble dans l'alcool, et quand on fait brûler cet alcool la flamme est colorée en vert.

Le Cuivre, en contact avec des solutions de certains sels métalliques — principalement avec les eaux qui contiennent en solution des Chlorures métalliques principalement le Chlorure de sodium forme et dépose un dépôt ... d'oxyde de Cuivre; cette action se remarque très en grand sur les feuilles de cuivre qui servent à doubler les vaisseaux. Davy a cherché pour obvier à cet inconvénient qui était une cause de détérioration pour les bâtiments, en doublant les plaques de Cuivre avec des plaques de Zinc, il se forme alors un élément de pile dans lequel le Cuivre étant négatif, reste plus solide, mais il y avait alors un autre inconvénient, c'est que ces éléments de pile, agissant comme éléments de décomposition sur les sels contenus dans les eaux de la mer, il se formait à la surface des doublures des vaisseaux des dépôts de sels calcaires qui étaient assez abondants pour alourdir la marche des vaisseaux — cet inconvénient était plus grand que le premier on a du y renoncer et laisser les doublures métalliques comme auparavant.

X Ce ... que ...

Composés oxigénés du Cuivre

Le Cuivre en se combinant avec l'oxigène forme trois combinaisons connues, le Protoxide de Cuivre (Cu^2O) que l'on peut aussi regarder comme étant un sous-oxide — le Bioxide de Cuivre (CuO) qu'on peut regarder comme le protoxide — CuO^2, est l'oxide cuivrique annoncé il y a quelque temps mais non encore isolé — et on connaît aussi un quadroxide de Cuivre CuO^4.

Le Protoxide de Cuivre qui plutôt doit être regardé comme un sous-oxide formé de Protoxide de Cuivre plus du Cuivre ($CuO + Cu$) existe dans la nature à la partie inférieure des terrains secondaires, où il se rencontre cristallisé en octaèdres très réguliers. On peut le préparer en chauffant à l'air du Cuivre métallique en excès, il se [illegible] attache au métal un corps rougeâtre qui est le Protoxide de Cuivre; on obtient aussi des taches de Bioxide en chauffant au [illegible] [illegible] [illegible] obtenir le protoxide ($CuO + Cu = Cu^2O$) — Le meilleur procédé pour préparer le protoxide de Cuivre, est de chauffer fortement un sel de Cuivre en excès [illegible]; on obtient alors un dépôt d'un corps rouge cristallisé qui est le protoxide de Cuivre — Il peut opérer [illegible] le corps rouge se dépose par le refroidissement. Cet oxide rouge, est facilement fondu à une température [illegible] (celle du rouge blanc). — Il est facilement réductible par le Charbon et l'Hydrogène — Cet oxide de Cuivre mis en contact avec les Acides est décomposé immédiatement. Le Cuivre métallique reste en suspension dans la liqueur. On obtient une liqueur d'un vert bleuâtre en attaquant les [illegible] sulfurique, on forme le sulfate de cuivre. Le Protoxide de Cuivre est soluble dans l'Ammoniaque. Cette solution est incolore quand elle est à l'abri du contact de l'air, mais si on la met au contact de l'air, aussitôt, alors on a une belle coloration bleue de la liqueur due à ce que le [illegible] de Cuivre, qui a absorbé une plus grande quantité de gaz oxigène pour passer à un degré d'oxigénation plus grand. Cette solution ammoniacale d'oxide de Cuivre est un [illegible] réactif de l'oxigène — Le Protoxide de Cuivre est employé dans les arts pour colorer les fondants. C'est à cet oxide que les verres rouges doivent leur couleur, il ne fait pas partie intégrante de la masse du verre, mais il se trouve à l'état comme un vernis — Il donne une belle coloration pourpre. — On obtient très bien ce Protoxide de Cuivre hydraté en décomposant par la Potasse un sel de Cuivre au minimum. On a alors un précipité jaune de Protoxide de Cuivre hydraté Cu^2O, HO; en le faisant bouillir, on le déshydrate, et on obtient alors une poudre noire très divisée [illegible], + M. [illegible] s'est employé avec grand succès dans la préparation du gaz oxigène par la décomposition du Chlorate de Potasse; à l'aide de la chaleur, une fois mélangé avec du Protoxide de Cuivre, éprouve une décomposition beaucoup plus prompte et plus complète, due à l'action de la force catalytique — on a donc trouvé un moyen de [illegible] cette prompte décomposition.

+ Cette Bioxide qui est employé —

Le Bioxide de Cuivre est un corps noir qui se forme à la surface du cuivre quand on a longtemps calciné à l'air; il est pulvérulent. le meilleur procédé de préparation de ce bioxide de cuivre, est de calciner un nitrate de protoxide de cuivre, par la calcination au rouge dans un creuset, l'acide nitrique est décomposé, une partie de son oxigène s'unit à l'oxide de cuivre pour l'oxider, il y a dégagement de bioxide d'azote et on obtient pour résidu de la calcination, un corps noir qui est le bioxide de cuivre (CuO) —

quand il est anhydre ce bioxide est anhydre, il peut se fondre à une température très élevée, cette observation est due à MM. Favre et Maumené qui ont remarqué que à cet état de fusion, le bioxide de cuivre était formé d'une proportion de bioxide et de deux proportions de protoxide = $CuO\,2(Cu^2O)$ — et colore les fondants en verre. quand, un verre, en fondant, contient une petite quantité de nitrate de bioxide de cuivre, et lui communique une teinte bleuâtre — Ce bioxide de cuivre est hygrométrique donc il est nécessaire de le calciner avant de l'employer dans les analyses organiques — c'est une base très forte qui est isomorphe avec le protoxide de zinc et le protoxide de fer; il se dissout dans les Acides sans se décomposer — quand on le met au contact des matières organiques il les oxide complètement, les transforme en eau, acide carbonique, et l'azote se dégage — Le bioxide de cuivre a été employé comme moyen d'analyse pour déterminer l'équivalent du cuivre métallique —

Il peut être obtenu à l'état d'hydrate de bioxide de cuivre en le déplaçant de ses combinaisons salines au moyen des bases fortes telles que la potasse, la soude. il se forme un précipité bleu de bioxide de cuivre hydraté CuO, HO — qui est soluble dans un grand excès de potasse et soluble dans l'Ammoniaque pour former le bleu céleste: quand on le fait chauffer à +80 + 90° il se déshydrate. — Le bioxide de cuivre hydraté se décompose assez promptement à l'air, et absorbe l'acide carbonique pour former avec l'acide carbonique, un composé vert qui est un carbonate — quand on chauffe un mélange de ce bioxide de cuivre avec des corps étrangers, tels que l'alumine, l'albumine, les matières organiques, il forme après calcination une matière bleue qui est soluble —

On peut encore obtenir le bioxide de cuivre en traitant le protoxide de cuivre par l'acide azotique.

On le trouve dans la nature à l'état pulvérulent mêlé à quelques minerais de cuivre qui sont moins ~~~~

Le Quadroxide de Cuivre est un corps jaune, insipide aux réactifs — bien jaune foncé quand il est pur, et mêlé à l'oxide bleu de cuivre il produit une couleur olive — il est décomposable avant 100° il laisse dégager de l'oxigène et passe à l'état d'hydrate de bioxide — insoluble dans l'eau.

Les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique le dissolvent tout alors, il en résulte un sel de bioxide de cuivre et du bioxide d'hydrogène — il se désoxigène au contact d'une solution concentrée de potasse ou de soude [illegible], ce corps a été trouvé par M. Thenard par la réaction du bioxide d'hydrogène sur de l'hydrate de bioxide de cuivre — on verse du bioxide d'hydrogène dans une solution ~~~~ de nitrate de cuivre et en

ajoutant peu a peu une solution de potasse ou de soude caustique — la solution de bromure d'hydrogène devra elle-même être réduite par l'eau ajoutée
le quadroxide de cuivre se précipite sous forme d'une matière brune jaunâtre gélatineuse —

Le Cuivre est fréquemment employé allié dans les alliages avec les autres métaux il entre pour 1/10 dans l'alliage monétaire d'argent ou d'or — il résulte dans cette combinaison pour rendre le métal plus facile à être travaillé en lui donnant un peu de consistance
allié au Zinc, et quelquefois même avec d'autres métaux il constitue le laiton qui porte aussi le nom de cuivre jaune, similor, chrysochale, clinquant, la teneur de cet alliage varie selon le métal qui domine — dans le laiton des statuaires le cuivre domine — Le Bronze est toujours un alliage de cuivre et d'étain — il est plus dur que le cuivre plus fusible, plus difficilement oxydable.
Quand on veut étamer le cuivre il faut préalablement le désoxyder, car l'étain ne peut s'allier qu'au cuivre métallique — pour cela on fait passer sur le cuivre chauffé une certaine quantité de sel ammoniac qui par son hydrogène réduit l'oxyde de cuivre

La Metallurgie du cuivre est assez difficile à exécuter, ainsi le cuivre est rarement pur, la théorie de cette préparation est simple — il ne faut agir sur un oxyde ou sur un carbonate on réduit l'un ou l'autre de ces composés en le calcinant avec du charbon.
Le minerai de cuivre qui est le plus employé pour l'exploitation du métal, est le sulfure de cuivre qui est une combinaison de protosulfure de cuivre et de sesquisulfure de fer — qui contient quelquefois 10 à 12 0/0 de cuivre; on grille le sulfure, pour séparer le cuivre du fer; à cet effet on emploie deux procédés un en allemagne et l'autre en angleterre.
En allemagne on grille le minerai tout à l'air libre, sous des fours à réverbère, une partie du soufre brûle, et la chaleur détermine la fusion d'une autre partie du sulfure. Il faut après le grillage du minerai, procéder à la séparation des métaux fer et cuivre, on calcine le mélange avec du charbon on réduit les deux oxydes, mais alors les deux métaux sont mélangés — on forme alors un silicate de fer qui est réduit par le charbon et le cuivre éliminé puis étendu sur le charbon et on le ... par une fusion renouvelée on purifie le cuivre —
En allemagne on calcine dans des fours à manches en angleterre on opère dans des fours à réverbère dont la voûte est surbaissée —
on obtient dans ces deux procédés un oxyde noir de cuivre que l'on réduit par la calcination avec le charbon —
Dans ces derniers temps un gouverneur de Charleroy a trouvé une heureuse application de la galvanoplastie pour la décomposition du sulfate de cuivre, par le moyen d'une pile formée avec le sulfate de cuivre, par sulfate de cuivre — le cuivre métallique vient se déposer en plaques plus ou moins épaisses sur une lame de plomb, placée dans la partie inférieure d'un vase à double fond, dans la partie supérieure se trouve une solution de sulfate de fer, et une plaque de fonte.
Le sulfate de cuivre est ainsi d'un compte fourni

par les pyrites Cuivreuses qui abondent dans le nord de l'Afrique et permettent de préparer du sulfate de Cuivre économiquement.

Sels de Cuivre

Les sels de Cuivre, au maximum et au minimum se peroxident au contact de l'air.

Les sels au minimum sont décomposés par les alcalis et on a un précipité jaune d'Hydrate de protoxide.

L'Ammoniaque y produit un précipité jaune qui est soluble dans un excès de réactif. et qui prend une belle teinte bleue au contact de l'air.

Le Chlore, l'acide azotique transforment les sels de Cuivre au minimum, en sels au maximum.

Ces sels de Cuivre au minimum sont très peu stables.

Les Sels de Cuivre au maximum sont vénéneux leur action est neutralisée, par les matières organiques le sucre, mais il est mieux de mettre ces sels au contact des métaux qui précipitent le Cuivre métallique. et déterminent un dépôt blanc ou rouge de protoxide de Cuivre.

Leur saveur est métallique, désagréable, les alcalis fixes y déterminent un précipité bleu qui devient noir par l'ébullition parce qu'il se déshydrate.

l'Ammoniaque y détermine un précipité bleu qui est soluble dans un excès d'alcali.

Les Carbonates y produisent un précipité blanc bleuâtre qui n'est pas caractéristique

Le Cyanoferrure de Potassium y détermine un précipité rouge brun gélatineux de Cyanoferrure de Cuivre.

La noix de galles infusée y produit un précipité gris.

une lame de Zinc, de Fer, dans une dissolution d'un sel de Cuivre se recouvrent d'une couche de ce métal

BIBLIOTHÈQUE DE LA FACULTÉ DE PHARMACIE PARIS

Chimie

3ème Cahier

Paul [illegible]

Cyanogène (Cy)

BIBLIOTHÈQUE DE LA FACULTÉ DE PHARMACIE PARIS

Le Cyanogène fut découvert en 1815 par Mr Gay Lussac qui le retira du bleu de Prusse et lui donna alors le nom de Cyanogène (κυανος, bleu, γεννάω, j'engendre) — ce corps a beaucoup de rapports avec le Chlore le Brome et l'Iode, mis en contact avec les corps simples métalliques, il se comporte lui même comme un corps simple haloïde et donne naissance à des Cyanures métalliques et il se combine également avec les corps métalloïdes.

On forme le Cyanogène, ou azoture de Carbone toutes les fois que l'on calcine une matière animale comme du sang desséché de la corne, en présence d'un alcali — de la Potasse par exemple, il se forme alors un composé Cyanure de Potassium ayant une composition analogue à celle des Chlorures, de sodium, chlorure d'or, qui soumis à la chaleur se décomposent et abandonnent leur Chlore.

Pour obtenir le Cyanogène on transforme le Cyanure de Potassium en Cyanure de mercure qui étant chauffé dans une cornue se décompose en Cyanogène qui ~~passe~~ se dégage et le mercure ~~métallique~~ reste dans la cornue — au fond de la cornue on remarque un résidu noir, charbonneux, solide qui est le Paracyanogène ~~isom~~ isomère avec le Cyanogène —

Le Cyanogène est un gaz permanent même à la température ordinaire, il a été liquéfié par Faraday ~~à la température de~~ + 3° et même + 4° et sous une pression de 4 ou 5 atmosphères — Mr Bussy a pu

le solidifier — sa densité à l'état liquide est de 1,8064 —

Le gaz a une odeur vive pénétrante qui cause un sentiment pénible à ceux qui le respirent et attaque particulièrement les yeux — il peut supporter une très haute température sans se décomposer — quand on l'enflamme il brûle avec une belle flamme ~~bleue~~ couleur purpurine — le produit de cette combustion n'a pas d'odeur caractéristique il y a production d'acide carbonique

Enflammé brusquement dans l'air, il y a mélange des deux gaz et détonation — Le Cyanogène est soluble dans l'eau qui en dissout le fois ½ son volume l'alcool dissout aussi 23 fois son volume de ce gaz —

quand il est combiné à d'autres corps, et même sans être combiné il supporte une température très élevée sans se décomposer — les composés chimiques formés par le Cyanogène deviennent plus stables par une nouvelle combinaison à l'aide de la chaleur —

le Fer chauffé avec le Cyanogène à une température élevée décompose ce gaz qui lui cède un peu de charbon — ce serait un mode d'analyse du Cyanogène

La Lumière décompose les solutions de Cyanogène et produit d'abord une coloration d'un jaune léger puis brun puis enfin il se forme un dépôt d'une matière brune très foncée — et par la Distillation de la liqueur on retire l'eau chargée de Cyanhydrate et de Carbonate d'ammoniaque

Pour résidu on a une liqueur qui par le repos abandonne des cristaux qu'on a reconnu

+ on dis Ha

cette un composé oxigéné de Cyanogène (Vauquelin)
ces produits prennent naissance par la décomposition de l'Eau —

L'Hydrogène et le Cyanogène se combinent à l'Etat naissant pour former l'acide Cyanhydrique)

Le Soufre, Selenium, Chlore, Brome, Iode, se combinent au Cyanogène

le Bore, Silicium Carbone Phosphore+ et arsenic sont sans action sur lui —

+ d'après Cenedella on obtient mais très difficilement un Phosphure de Cyanogène.

Le Cyanogène forme avec l'Hydrogène Sulfuré un composé cristallin jaune, soluble dans l'Eau qui ne noircit pas quand on le met en contact avec le nitrate de Plomb — cette combinaison a reçu le nom d'acide Sulfocyanhydrique elle se fait lentement et est favorisée par l'humidité.

mis en contact avec l'Ammoniaque le Cyanogène donne naissance à du Cyanhydrate d'ammoniaque et il y a un dépôt d'une matière charbonneuse

Le Cyanogène se combine directement avec le Potassium à l'aide de la Chaleur pour donner naissance à du Cyanure de Potassium

L'Analyse du Cyanogène se fait dans l'Eudiomètre au moyen de l'Oxigène — après l'Etincelle il y a formation d'acide Carbonique que l'on absorbe par l'Eau de Chaux; et il reste de l'azote

un volume de Cyanogène contient 2 volumes de vapeurs de Carbone et un volume d'azote —

le Poids du Cyanogène employé est égal à celui du volume obtenu — Deux volumes de vapeurs de Carbone et un volume d'azote condensés en un seul forment l'Equivalent du Cyanogène —

Une quantité donnée de Potassium absorbe une

quantité de Cyanogène égale à ~~celle~~ la quantité d'Hydrogène qui se dégagerait dans la décomposition de l'Eau.

Le Cyanogène se combinant avec l'Oxigène forme 1° l'acide Cyanique $CyO.HO$ –
2° l'acide fulminique $2(CyO)$
3° l'acide Cyanurique $3(CyO)$

L'acide Cyanique a été découvert par Woelher: on le forme en faisant passer un courant de Cyanogène sur du Carbonate de Potasse chauffé au rouge ou dans la dissolution d'un alcali – on peut aussi l'obtenir en calcinant certaines combinaisons du Cyanogène au contact de l'air, du nitrate de Potasse, ou du Bioxyde de manganèse ou bien encore en faisant fondre avec de l'Hydrate de Potasse, du mélam, de la mélamine, de l'ammélide – L'acide Cyanique est un produit très fréquent de la décomposition des matières azotées on ne peut l'obtenir à l'état anhydre – on peut le séparer par la distillation de l'acide Cyanurique sec, alors on l'obtient à l'état d'Hydrate et ~~il~~ est recueilli dans un mélange réfrigérant – Il se présente alors sous forme d'un liquide transparent très volatil son odeur rappelle celle de l'acide acétique concentré – il produit sur la peau une douleur très vive et forme une ampoule comme par une brûlure avec un fer chaud – Il se mêle facilement à l'eau Il se décompose peu de temps après sa préparation ~~avec développement de~~ chaleur et donne naissance à un corps blanc solide qui a la même composition en centièmes – c'est la Cyamélide la dissolution aqueuse de l'acide Cyanique ~~est~~ très acide et il se décompose très promptement pour donner lieu à la production

de Bicarbonate d'ammoniaque — $C^2Az^2O, H^2O + 2(HO) =$ $= C^2O^4, Az^2H^6$ — c'est à cause de cette transformation que l'on ne peut obtenir l'acide cyanique par la décomposition d'un cyanate —

<u>Cyanates</u> quelque temps après avoir versé un acide sur un cyanate se dissous dans l'eau il se fait une forte effervescence et il se dégage une odeur vive et pénétrante d'acide cyanique — quand on ajoute à la liqueur de l'hydrate de chaux alors il se produit un grand dégagement d'ammo-niaque qu'il est difficile de découvrir avant la décomposition — Les cyanates alcalins sont solubles et tous les autres sont insolubles — quand on fait bouillir dans l'eau un cyanate double il se décompose en donnant lieu à un dégagement d'ammoniaque, et un carbonate est produit — le cyanate d'ammoniaque est seul exempt de cette réaction —

<u>Le cyanate d'ammoniaque</u> C^2Az^2O, AzH^3, HO — on forme ce sel en combinant directement les deux corps à l'état de vapeur — ce sel jouit de toutes les propriétés des cyanates — mais quand on le chauffe légèrement il perd alors de l'ammoniaque et se transforme en <u>Urée</u>

<u>L'Urée</u> ou <u>cyanate anormal d'ammoniaque</u> fut découverte dans l'urine humaine par Vauquelin et Fourcroy — Woehler trouva le moyen de la préparer artificiellement — MM. Cap et Henry ~~[illegible]~~ trouvèrent dans l'urine humaine à l'état de lactate. et à l'état d'hippurate — dans l'urine de vache ou d'éléphant —

Pour obtenir l'Urée cristallisée — on évapore
l'Urine humaine jusqu'en consistance sirupeuse
alors on traite la liqueur par de l'acide nitrique
fort de manière à décomposer complètement
le Lactate d'urée, on forme un nitrate d'urée
que l'on décompose ensuite par du carbonate
de Potasse ou de Baryte, il se forme un
nitrate de Potasse ou de Baryte, l'acide carboni-
que se dégage et l'urée est presque reste
dans la liqueur — on traite cette liqueur par
de l'alcool fort qui s'empare de l'Urée sans
attaquer le nitrate de Baryte ou de Potasse
on fait évaporer et on obtient l'urée cristallisée
on place ces cristaux sur un entonnoir de manière
à les faire bien égoutter on les lave avec de l'acide
nitrique — et quand ils sont bien égouttés
on les sèche en les pressant entre deux feuilles
de papier Joseph

l'Urée se présente alors sous forme de beaux
cristaux prismatiques quadrilatères — aplatis
incolores et transparents — P.S. 1,35 soluble
dans son poids d'eau froide — en toutes proportions
dans l'eau bouillante — dans 4 à 5 parties d'alcool
froid et 2 parties d'alcool bouillant — dissolution
aqueuse d'une saveur fraîche et piquante de salpêtre
inaltérable dans l'air sec — se liquéfie dans
l'air humide — fusible à 120: plus chauffée
se décompose en ammoniaque cyanate d'ammoniaque
et acide cyanurique sublimé — après les alcalis.

ne dégagent pas d'ammoniaque — se combinent avec les acides — on connait le nitrate et l'oxalate d'urée —

BIBLIOTHÈQUE DE LA FACULTÉ DE PHARMACIE PARIS

